PASE!

QUIMICA

4º curso

memofichas

La clave en sus estudios y en sus exámenes

- bachillerato diurno y nocturno
- exito en previas y exámenes
- exámenes de ingreso a la universidad
- desarrolla el programa oficial
- educación de adultos



Librería
SELECCIONES, S. A. educar editores

MEMOFICHAS

Memofichas son la clave para aprobar los exámenes, previas y cualquier prueba que los estudiantes tengan que presentar en bachillerato diurno y nocturno, ingreso a la Universidad y para la educación de adultos.

Memofichas son resúmenes de cada materia del bachillerato que desarrollan totalmente el programa oficial en forma condensada.

Memofichas entregan al estudiante los conceptos básicos y ejemplos claves para hacer un repaso rápido y efectivo de la materia.

Memofichas han sido elaboradas por profesores especializados, con amplia experiencia en la enseñanza y exámenes de la materia.

Memofichas le servirán durante todo el año. ¡Llévelas siempre en el bolsillo para que pueda hacer repasos en cualquier momento libre! Pueden ser aumentadas con otros datos, mapas o diagramas que usted desee incluir.

Memofichas reemplazan los apuntes que hacen los estudiantes, ya que fueron preparadas profesionalmente y siguen una secuencia que facilita el aprendizaje.

¡Recuerde que nadie puede pasar los exámenes por usted. Su éxito depende de cuánto esfuerzo esté **usted** dispuesto a hacer. **Afiance** bien sus conocimientos. Un repaso permanente durante el curso, es mucho mejor que tratar de aprender todo la víspera del examen. **Estudie** un tema cada día. **Piense** acerca de él. Trate de **entenderlo**. En los exámenes no sólo se tiene en cuenta la comprensión de los conceptos, sino su interrelación y explicaciones.

Antes de un examen, esté seguro de saber la materia. Practique resolviendo preguntas parecidas a las que a menudo aparecen en los exámenes.

Lleve siempre las Memofichas con usted y permítales que le ayuden a tener éxito en el examen

Impreso en Colombia por Editorial Retina

MATERIA Y ENERGIA

Química: Ciencia que estudia la naturaleza de la materia, su composición y sus transformaciones.
Para su estudio la clasificamos en: química general, química inorgánica, química orgánica, química analítica, bioquímica, química nuclear.
Materia: Todo aquello que ocupa espacio y tiene masa.
La materia posee **inercia**, una propiedad de los cuerpos que opone resistencia al cambio de reposo o de movimiento en que se encuentran.
Masa: Es la cantidad de materia que posee un cuerpo.
Peso: Es la medida de la atracción de la tierra sobre un objeto.
La masa de un cuerpo es una propiedad invariable, mientras que el peso es una propiedad variable, porque la fuerza de atracción no es la misma en todos los sitios de la tierra.

Energía

Es la capacidad que tiene un cuerpo para efectuar un trabajo.
Toda acción en la naturaleza implica energía.
Las formas de energía son:
a. **Energía cinética**: La que posee un cuerpo a causa de su movimiento.
Ejemplos: el viento; un cuerpo que cae.
b. **Energía potencial**: Es aquella que tiene un cuerpo según su posición respecto a otros cuerpos.
Ejemplo: El agua en una represa tiene energía potencial.
Se conocen otras formas de energía tales como: energía lumínica, energía térmica, energía eléctrica, energía química, etc.

Temperatura y Calor

Calor: Es una forma de energía, o sea la energía térmica.
Temperatura: Es una medida de la intensidad del calor.
Una de las unidades del calor es la caloría, cuya definición es: "La cantidad de calor necesaria para elevar en un grado centígrado la temperatura de un gramo de agua". En el sistema inglés la unidad de calor es el B.T.U. que equivale a 252 calorías.
También se puede expresar en términos de unidad de trabajo: el julio. Una caloría es la cantidad de calor equivalente a 4,184 julios.

Para medir la temperatura se utiliza el termómetro de mercurio. El termómetro calibrado en la escala centígrada o Celsius se construyó tomando dos puntos de referencia: El punto de congelación del agua, 0 grados (0°C) y el punto de ebullición del agua, 100 grados centígrados (100°C). El intervalo entre estos puntos se dividió en 100 partes iguales, cada una de las cuales equivale a un grado; esto permite hacer divisiones por encima de cien y por debajo de cero.

Las escalas de mayor uso son: Celsius o centígrada, Kelvin o absoluta y Fahrenheit.

En la escala Kelvin, el punto de congelación normal del agua es 273 grados Kelvin (273°K) y el punto de ebullición normal es 373 grados Kelvin (373°K). En la Fahrenheit, son 32 grados (32°F) y 212 grados Fahrenheit (212°F), respectivamente.

La fig. 1. ilustra la correspondencia entre estas tres escalas:

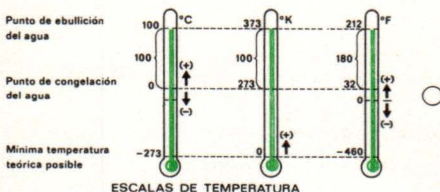


Fig 1

Utilizando la gráfica se pueden deducir las siguientes ecuaciones:

°F =	(9/5) °C + 32	Ec. 1
°C =	5/9 (°F − 32)	Ec. 2
°K =	°C + 273	Ec. 3

Ejemplo.

Cuando en la escala centígrada el termómetro marca 50°C, qué lectura se debe tomar en termómetros de escala Fahrenheit y Kelvin?

Solución:
De la ecuación 1
(a) $°F = (9/5)\,°C + 32 = (9/5) \times 50 + 32 = 122°F$
(b) De la ecuación 3
$°K = °C + 273 = 50 + 273 = 323°K$

Ejemplo:

Qué lectura se debe tomar en el termómetro de la escala centígrada, si el Fahrenheit marca 32°F?
Solución: De la ecuación 2
$°C = (5/9)(°F - 32) = (5/9)(32 - 32) = (5/9)(0) = 0°C$

Materia

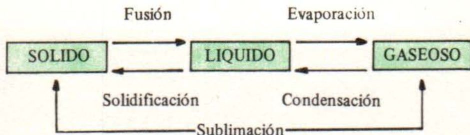
Estados de la materia: sólido, líquido, gaseoso.
a. **Estado sólido**: Los cuerpos tienen forma definida y su volumen es constante.
b. **Estado líquido**: Los cuerpos tienen forma variable y su volumen es constante.
c. **Estado gaseoso**: Los cuerpos no tienen forma ni volumen constante, se adaptan al recipiente que los contiene.

Los líquidos por calentamiento pasan al estado gaseoso; este cambio se denomina **ebullición** o **evaporación.** La forma gaseosa puede pasar por enfriamiento al estado líquido y el proceso se llama **condensación.**

Cambios de estado

Se puede transformar la materia de un estado a otro de acuerdo con la temperatura y presión a que se somete. Cuando sacamos un trozo de hielo del congelador, observamos que se convierte en líquido. Este proceso físico se denomina **Fusión**, que es el cambio del estado sólido al estado líquido. Inversamente al enfriarse un líquido puede llegar al estado sólido; éste proceso se denomina **solidificación**.

Algunos sólidos, como el iodo, alcanzan directamente el estado gaseoso sin pasar por el estado líquido. Este proceso se denomina **sublimación**, al igual que el cambio de gaseoso a sólido.
La gráfica resume los diversos cambios de estado que sufre la materia:



Transformaciones de la materia

1. **Procesos físicos**: Transformaciones que sufre una sustancia sin alterar sus propiedades químicas.
Ejemplos: La dilatación de un líquido, la congelación del agua.
2. **Procesos químicos**: Modificaciones que experimentan las sustancias, con alteración de sus propiedades químicas y formando nuevas sustancias.
Ejemplo: la combustión de la madera.
3. **Procesos nucleares**: Transformaciones de la materia en energía.
Ejemplo: la desintegración del átomo.

Propiedades de la materia

1. Propiedades generales o extrínsecas: son propias de todos los cuerpos.
Ejemplo: tamaño, peso, forma, inercia, impenetrabilidad.
2. Propiedades específicas o intrínsecas: Características que permiten diferenciar una sustancia de otra. Se dividen en dos grupos:
a. **Específicas físicas**: Son una serie de atributos que permiten diferenciar a las sustancias: color, olor, sabor, solubilidad, dureza, ductilidad, maleabilidad.
Ejemplo: el diamante es el cuerpo más duro.
b. **Específicas químicas**: Son comportamientos característicos de cada sustancia cuando ésta experimenta un cambio químico.
Ejemplo: el sodio reacciona con el agua en forma violenta.

Clases de materia

1. **Sustancias puras**:material homogéneo con propiedades químicas definidas: hierro, azufre, azúcar, sal; son de dos tipos:
a. **Elementos**: Sustancias puras que no pueden descomponerse en otras más sencillas.
Ejemplo: oxígeno, hidrógeno, carbono, sodio.
b. **Compuestos**: Sustancias puras formadas por dos o más elementos en proporciones definidas. El compuesto agua, está formado

por los elementos hidrógeno y oxígeno. Todas las muestras de agua tienen estos dos elementos y su proporción es la misma: 11.19% de hidrógeno y 88.81% de oxígeno.

2. **Mezclas**: Material heterogéneo que tiene proporciones variables.

Ejemplo: Una mezcla de limaduras de hierro y polvo de azufre, puede estar formada por 5 gramos de hierro y 10 gramos de azufre o por 20 gramos de hierro y 5 gramos de azufre, o en cualquier otra proporción.

Los elementos: De los 105 elementos, 17 han sido producidos en el laboratorio y los 88 restantes se han encontrado en la naturaleza. Los nombres de los elementos se han asignado caprichosamente y se derivan de: planetas, (Mercurio, Uranio), científicos (Einstenio, Curio), países (Germanio), ciudades, etc.

Los nombres, símbolos, números atómicos y pesos atómicos de los elementos de mayor uso, los encontramos en la Tabla 1.

Elemento	Símbolo	No. Atóm.	Peso Atóm.	Elemento	Símbolo	No. Atóm.	Peso Atóm.
Aluminio	Al	13	26.98	Fósforo	P	15	30.97
Antimonio	Sb	51	121.75	Helio	He	2	4.002
Argón	Ar	18	39.94	Hidrógeno	H	1	1.008
Arsénico	As	33	74.92	Hierro	Fe	26	55.847
Azufre	S	16	32.06	Litio	Li	3	6.939
Bario	Ba	56	137.34	Magnesio	Mg	12	24.312
Bismuto	Bi	83	208.98	Manganeso	Mn	25	54.938
Boro	B	5	10.82	Mercurio	Hg	80	200.59
Bromo	Br	35	79.91	Neón	Ne	10	20.18
Calcio	Ca	20	40.08	Niquel	Ni	28	58.71
Carbono	C	6	12.01	Nitrógeno	N	7	14.006
Zinc	Zn	30	65.37	Oro	Au	79	196.96
Cloro	Cl	17	35.45	Oxígeno	O	8	15.999
Cobalto	Co	27	58.93	Plata	Ag	47	107.87
Cobre	Cu	29	63.54	Plomo	Pb	82	207.19
Kripton	Kr	36	83.80	Potasio	K	19	39.10
Cromo	Cr	24	51.99	Radio	Ra	88	226.
Estaño	Sn	50	118.69	Sodio	Na	11	22.98
Fluor	F	9	18.99	Yodo	I	53	126.9

Atomo: La partícula más simple de un elemento químico que conserva las propiedades de él.

Molécula: La unión de dos o más átomos en una relación fija e invariable.

Masa atómica: Se conoce generalmente como **"Peso atómico"**, a pesar de que peso atómico y masa atómica difieren en concepto. Un átomo es una partícula muy pequeña. El tamaño de los átomos oscila entre 1 y 5 angstroms, (1 A° = 1×10^{-8} cm.), su masa también es pequeña; la del oxígeno es $2{,}65 \times 10^{-23}$ g.
Esto implica gran dificultad para encontrar la masa real de un átomo. Por tanto, los valores conocidos actualmente son masas atómicas relativas que resultan de tomar un elemento patrón y compararlo con los demás elementos. El patrón tomado como referencia es el Carbono (C–12), al cual se le asignó una masa de **"12 unidades de masa atómica"**, de aquí se deduce que una unidad de masa atómica (u.m.a.), "es una doceava parte de la masa de un átomo de carbono". La masa de un átomo expresada en relación con el átomo de carbono se llama **masa atómica.**
En la Tabla 1 encontramos la masa atómica de algunos elementos.

Mol o Mole

Es una unidad colectiva creada con el fin de buscar una mayor facilidad cuando tenemos que trabajar con números demasiado grandes. Se define: "Cantidad en gramos de una sustancia que contiene el mismo número de partículas que los átomos contenidos en 12 gramos de carbono". Se tomó esta base (C–12), porque **"el peso atómico de cualquier elemento es numéricamente igual al peso de una mol del elemento"**. Así, el peso atómico del azufre es 32.064 u.m.a., el peso de una mol de azufre es 32.064 g.
El número de átomos o moléculas que se encuentran en una mol de cualquier elemento o compuesto, se determinó experimentalmente y se conoce como **"Número de Avogadro"**. Equivale a $6{,}023 \times 10^{23}$, y su símbolo es No. Entonces en una mol hay $6{,}023 \times 10^{23}$ átomos o moléculas

$$\text{No} = 6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos/mol.}$$

Ejemplo 1.:
Calcular el número de moles de sodio que hay en 0.6 g. de Na.

Solución

El peso atómico del sodio es 22.98 u.m.a.

1 mol de sodio equivale a 22.98g

X 0.6 g $X = \frac{1 \text{ mol} \times 0.6 \text{ g}}{22.98 \text{ g}}$

X = 0.026 moles de Na

Ejemplo 2.:

Cuál es el peso en gramos de un átomo de calcio?

Solución

6.023×10^{23} átomos de calcio equivalen a 40.08 g (1 mol)

1 átomo de calcio X

$X = 6.65 \times 10^{-23}$ g de Ca

EL ATOMO

Diversas experiencias han permitido comprobar que el átomo presenta tres partículas fundamentales llamadas: **electrón, protón** y **neutrón.**

a. **Electrón**: Partícula-onda con carga eléctrica negativa.

b. **Protón**: Partícula con carga eléctrica positiva.

c. **Neutrón**: Partícula con masa casi igual a la del protón pero sin carga eléctrica.

Sus características se indican en la siguiente tabla:

Partícula	Símbolo	Masa	Carga
Electrón	e^-, e ó ${}^{0}_{1}e$	0.00055	− 1
Protón	p ó ${}^{1}_{1}H$	1.00783	+ 1
Neutrón	n ó ${}^{1}_{0}n$	1.00867	0

Radioactividad: Es la descomposición espontánea de los átomos de algunos elementos, en otros más sencillos con emisión simultánea de varias clases de radiaciones. Las radiaciones emitidas por los átomos son:

a. **Rayos Alfa** (α), formados por partículas de naturaleza eléctrica positiva, corresponde a **núcleos de Helio.**

b. **Rayos Beta** (β), partículas con carga eléctrica negativa. Están constituídas por **electrones.**

c. **Rayos Gamma** (γ) rayos que no sufren desviación alguna y tienen corta longitud de onda semejante a los rayos X.

Atomo nuclear

1. **Modelo de Thomson.** Representó el átomo como una esfera, dentro de la cual se localizaban los protones (positivos) y los electrones (negativos), en igual número; de esa manera la esfera quedaba neutra.
2. **Modelo de Rutherford.** Consideró el átomo constituído por:
a. Una masa central llamada núcleo con carga positiva, en la cual está casi toda la masa del átomo.
b. Electrones de carga eléctrica negativa en número suficiente para neutralizar la carga del núcleo, que giran rapidamente alrededor de éste.

Número atómico (Z), es igual al número de protones que hay en el núcleo del átomo. Todos los átomos que constituyen un elemento determinado tienen el mismo número atómico. El hidrógeno está formado por átomos con un protón en su núcleo; su número atómico es 1. El carbono tiene Z=6, por presentar cada uno de sus átomos 6 protones.
El número de electrones siempre es igual al número de protones, para conservar la neutralidad del átomo.

Número de masa (A), indica el total de protones y neutrones en el núcleo del átomo.

$A = Z + N$ N = número de neutrones

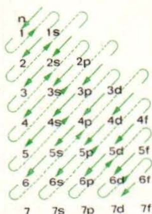
Los átomos del mismo elemento que tienen diferentes masas se llaman **isótopos.** La diferencia de masa de los isótopos se debe a la cantidad de neutrones. Los isótopos entre sí tienen las mismas propiedades químicas pero difieren en las propiedades físicas. El hidrógeno posee tres isótopos llamados **protio, deuterio y tritio.** Todos poseen un solo protón en su núcleo; el protio carece de neutrón; el deuterio presenta 1 neutrón y el tritio 2 neutrones, lo que determina masas de 1, 2, 3 respectivamente; se representan así ^1H; ^2H; ^3H

3. **Modelo atómico de Bohr.** Dice que los electrones se mueven en determinados niveles de energía alrededor del núcleo.
El valor energético de estos niveles va aumentando a medida que se alejan del núcleo y se representan por la letra "**n**" que toma los

valores de1, 2, 3 etc., de adentro hacia afuera. También se acostumbra representarlos con las letras **K**, **L**, **M**, **N**, **O**, **P**; de menor a mayor energía.

Este modelo explica el por qué: un electrón al moverse en su nivel conserva constante su energía. Sin embargo, el electrón pude emitir energía cuando pasa a un nivel más interno, de menor energía. Si el movimiento del electrón se hace en sentido contrario, hacia un nivel externo, la energía es absorbida del medio. Sommerfeld, dijo que además de los niveles esféricos existen elípticos; o sea que los niveles de energía son realmente un grupo de subniveles. El número de subniveles en cada nivel es igual a "n". De modo que el nivel L, para el cual n vale 2, tiene 2 subniveles. Los subniveles se representan por las letras s, p, d, f, en orden creciente de energía. El orden de energía de los subniveles se deduce de La fig. 2. El resultado es:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d. . .



No. máximo de electrones

Orbital	**s** ——	2 electrones s^2
3 Orbitales	**p** ——	6 electrones p^6
5 Orbitales	**d** ——	10 electrones d^{10}
7 Orbitales	**f** ——	14 electrones f^{14}

Fig 2

Principio de incertidumbre de Heisenberg: "Es imposible medir simultáneamente la posición exacta y la velocidad del electrón". Cualquier experiencia que se efectúe hace variar una de las dos propiedades.

Orbital atómico: "Es la región en el espacio, próxima al núcleo, donde es máxima la probabilidad de encontrar un electrón". Un nivel de energía está conformado por varios subniveles. De igual forma, cada subnivel consta de uno o varios orbitales. La fig. 2 resume la estructura por subniveles y orbitales en orden ascendente de energía.

La forma y tamaño de los orbitales depende de la energía de los electrones que los ocupan.

La fig 3 ilustra las formas de los orbitales s y p.

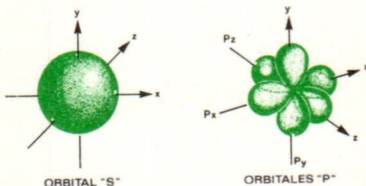


Fig 3

Principio de exclusión de Pauli: "Solamente puede haber dos electrones en un orbital atómico, si sus espines son opuestos". (Espin: movimiento de electrón sobre su propio eje.)

Regla de Hund: "Cuando hay disponibles dos o más orbitales de idéntica energía entra un solo electrón en cada uno de los orbitales, antes que un orbital único adquiera dos electrones".

Números cuánticos

Indican el estado de energía de un electrón:

1. **Principal: n, (1, 2, 3,...)** corresponde al nivel principal de energía e indica la distancia media del electrón con relación al núcleo del átomo. El número máximo de electrones en cada orbital está dado por la fórmula $2n^2$. Por lo tanto el número de electrones en cada nivel es: 2, 8, 18, 32 etc., respectivamente para K, L, M, N.

2. **Secundario**: ℓ, **(0, 1, 2, 3,)** subnivel de energía, indica la forma del orbital en el cual se mueve el electrón.

3. **Magnético**: $(-\ell + \ell)$: Indica la orientación en el espacio del orbital.

4. **Espin**: **(+1/2; −1/2)** Indica el movimiento del electrón sobre su propio eje.

Ley periódica

Al situar los elementos en orden creciente de números atómicos, los que tienen propiedades semejantes se presentan periódicamente en una secuencia; es decir, las propiedades físicas y químicas de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

La tabla periódica de los elementos

Mendelejeff, fue el primero en proponer un sistema adecuado de clasificación de los elementos en orden creciente de pesos atómicos.

La clasificación periódica actual, está basada en los números atómicos debido a que **"las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos"**, Ley de Moseley. La tabla periódica actual está constituída por:

a. **Períodos**: Siete filas en donde los elementos están ordenados según sus números atómicos en orden creciente.

El número de cada período indica el número de niveles de energía para cada átomo.

b. **Grupos o familias**: Están constituídos por elementos de propiedades semejantes y aparecen en columnas numeradas de 1 a 8. Cada grupo se subdivide en dos familias A y B. En total encontramos 18 columnas.

La tabla periódica también puede dividirse en tres grupos de elementos con base en sus configuraciones electrónicas semejantes:

a. **Elementos representativos**: su configuración externa está formada por orbitales del tipo s y p.

b. **Elementos de transición**: Su configuración más externa termina en orbitales d.

c. **Elementos de transición interna**: Su configuración externa termina en orbitales del tipo f.

Configuración electrónica para los períodos I, II, III.

	Elemento	Símbolo	Notación espectral	Niveles			
				K	L	M	N
1	Hidrógeno	H	$1s^1$	1	0	0	0
2	Helio	He	$1s^2$	2	0	0	0
3	Litio	Li	$1s^2\ 2s^1$	2	1	0	0
4	Berilio	Be	$1s^2\ 2s^2$	2	2	0	0
5	Boro	B	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	2	3	0	0
6	Carbono	C	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	2	4	0	0
7	Nitrógeno	N	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	2	5	0	0
8	Oxígeno	O	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	2	6	0	0
9	Flúor	F	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	2	7	0	0
10	Neón	Ne	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	2	8	0	0
11	Sodio	Na	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	2	8	1	0
12	Magnesio	Mg	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	2	8	2	0
13	Aluminio	Al	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$	2	8	3	0
14	Silicio	Si	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$	2	8	4	0
15	Fósforo	P	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$	2	8	5	0
16	Azufre	S	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	2	8	6	0
17	Cloro	Cl	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	2	8	7	0
18	Argón	Ar	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	2	8	8	0

ENLACE QUIMICO

Interacción de dos o más átomos para formar moléculas.
Regla del octeto: tendencia de los átomos a adquirir ocho electrones en su último nivel de energía para tomar configuración electrónica estable, semejante a la de los gases nobles.
Valencia: Capacidad de combinación de un átomo. **Los electrones de valencia** son los que se encuentran en el último nivel de energía. Cuando se efectúa una combinación, los electrones de valencia se transfieren de la capa externa de un átomo a la del otro o son compartidos por las capas externas de los átomos que se combinan.

Potencial de Ionización

Es la energía necesaria para remover un electrón de un átomo neutro. Los elementos con menor número de electrones de valencia, tienen menor potencial de ionización y por lo tanto tienen mayor facilidad para ceder electrones.
El potencial de ionización aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba en la tabla periódica.

Electronegatividad: Es una medida de la fuerza de atracción para los electrones comprometidos en un enlace. La electronegatividad varía en la tabla en forma semejante al potencial de ionización, de tal manera que los elementos más electronegativos están a la derecha y arriba de la tabla y los menos electronegativos a la izquierda y abajo.

Elementos	Electronegatividad
F	4.0
O	3.5
Cl, N	3.0
Br	2.8
I, C, S,	2.5
H, P	2.1
B, As	2.0
Cu, Ag, Sb, Hg, Bi	1.9
Si, Fe, Co, Ni, Sn, Pb	1.8
Be, Al, Mn	1.5
Li, Ca, Br	1.0
Na, Ba, Ra	0.9

La electronegatividad de algunos elementos está dada en la tabla de la página anterior.

Enlace iónico

Se presenta cuando hay transferencia de electrones de un átomo a otro, dando como resultado iones de carga opuesta.

El elemento que cede electrones se convierte en **ion electropositivo** o **catión** y el elemento que los **recibe** pasa a ser **ion electronegativo** o **anión,** presentándose atracción entre ellos por su naturaleza eléctrica contraria.

Generalmente éste enlace lo presentan átomos de regiones opuestas, es decir metales activos (poco electronegativos) con los elementos de los grupos VI y VII (fuertemente electronegativos), pero existen excepciones.

Como ejemplo, consideramos la unión iónica que se manifiesta en el cloruro de sodio:

Na: Grupo I; Poco electronegativo 0.9

Cl: Grupo VII; fuertemente electronegativo 3.0

Esquemáticamente, el proceso se representa en la fig. 4.

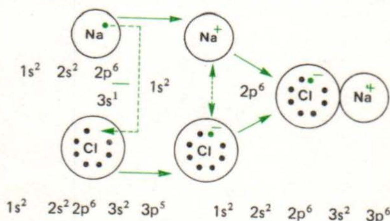
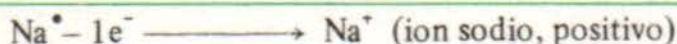
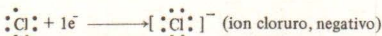


Fig 4

Los valores de electronegatividad nos indican que el sodio tiene una tendencia a ceder el electrón que tiene en el último nivel M; por el contrario el cloro ejerce gran atracción sobre él. Una vez que se efectúa el traspaso de 1 electrón, los dos átomos comprometidos en el enlace quedan con su configuración electrónica estable. El sodio con 8 electrones en el nivel L y el cloro con 8 en su nivel M. Las ecuaciones ilustran el proceso:



$Na^{\bullet} - 1e^- \longrightarrow Na^+$ (ion sodio, positivo)



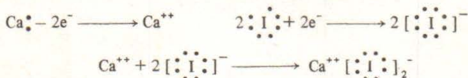
Estas dos ecuaciones corresponden a procesos de **Ionización**, porque hay formación de iones. **Iones** = átomos o grupo de átomos con cargas eléctricas.

Los dos iones, tienen carga eléctrica contraria, lo cuál determina que se atraigan entre sí, formándose el enlace entre los dos átomos. Esta fase se puede representar así:



Otro ejemplo de enlace iónico, es el que realiza el Calcio con el Iodo para formar el Ioduro de Calcio.

El **Calcio** tiene **dos electrones de valencia** (pertenece al grupo II), y **el Iodo, siete**, siendo las electronegatividades 1 y 2.5. Esto nos indica la mayor atracción del Iodo por los electrones. El átomo de Calcio puede ceder sus dos electrones externos, pero cada átomo de Iodo no puede recibir sino uno; se requieren por tanto dos átomos de Iodo por uno de Calcio. La Fig. 5 ilustra la formación del Ioduro de Calcio, y la representación por ecuaciones és:



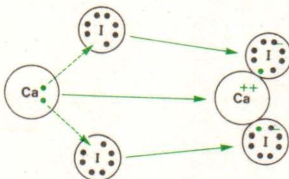


Fig 5

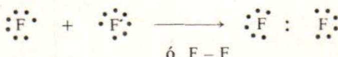
Enlace covalente

Es la unión de dos o más átomos mediante la compartición de electrones. Los átomos quedan enlazados a través de pares de electrones.

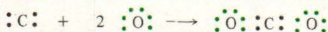
Dos átomos de fluor se combinan para formar una molécula, cada átomo de fluor requiere un electrón para completar el octeto. Pero los dos tienen igual atracción por los electrones (electronegatividad = 4.0). Por lo tanto los dos átomos comparten entre sí un par de electrones.

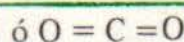
Este enlace se representa por una rayita (–) para indicar cada par de electrones compartidos.

Cuando se comparte unicamente un par de electrones tenemos un enlace **covalente simple**, pero también hay enlaces **covalentes dobles** y **triples**, que resultan de compartir dos y tres pares de electrones. La figura muestra el enlace para la molécula de fluor.

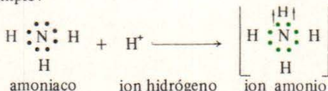


Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar por enlaces covalentes. Por ejemplo el carbono con el oxígeno; el carbono tiene que adquirir cuatro electrones para completar el octeto y el oxígeno requiere dos electrones. Además presentan electronegatividad bastante cercana (2.5 y 3.5 respectivamente), tienen gran atracción para electrones; por lo tanto se comparten entre sí dos electrones el oxígeno y cuatro electrones el carbono; efectuando el enlace un átomo de carbono con dos átomos de oxígeno resultan 2 enlaces covalentes dobles.





También se presentan casos en los cuales, el par de electrones compartidos lo aporta uno solo de los átomos; este enlace recibe el nombre de **covalente coordinado**. Se puede representar por una flecha que va del átomo que aporta los electrones hacia el que los recibe. Ejemplo:



Fórmulas

Una fórmula es la representación por medio de símbolos de cada uno de los elementos que hacen parte de un compuesto.

Cada uno de los símbolos va acompañado de un subíndice en su parte derecha el cual expresa el número relativo de átomos en la molécula. Algunas clases de fórmulas son:

1. **Fórmula empírica**: También se conoce como mínima e indica la relación en que se encuentran los átomos en la molécula.
2. **Fórmula molecular**: expresa el número exacto de átomos que hacen parte de una molécula.
3. **Fórmula estructural**: indica cómo están unidos los átomos en la molécula. La siguiente tabla aclara más las clases de fórmulas:

Compuesto	F. Molecular	F. Mínima	F. Estructural
Acetileno	C_2H_2	CH	$H-C\equiv C-H$
Dióxido de carbono	CO_2	CO_2	$O=C=O$
Cloruro de sodio	Na Cl	NaCl	$Na^+ Cl^-$
Nitrógeno	N_2	N	$N\equiv N$
Cloruro de magnesio	$MgCl_2$	$MgCl_2$	$[Cl]^-[Mg^{++}][Cl]^-$

Deducción de fórmulas

Un compuesto contiene 70% de hierro y 30% de oxígeno. Hallar la fórmula mínima del compuesto.

Según los datos del problema, cada 100 g del compuesto tienen 70 g de Fe y 30 g de O. Dividiendo estas cantidades de cada elemento por su peso atómico, o lo que es equivalente, multiplicándolos por el factor de conversión de gramos a mol-átomos, resulta:

$$70 \text{ g de Fe} \times \frac{1 \text{ mol-átomo de Fe}}{55.85 \text{ g de Fe}} = 1.25 \text{ mol-átomo Fe}$$

$$30 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol-átomo de O}}{16 \text{ g de O}} = 1.875 \text{ mol-átomo O.}$$

Estos resultados significan que 1.25 mol-átomo de Fe están unidos a 1.875 mol-átomo de O. Para reducir ambos valores a números sencillos se dividen por el menor de ellos.

$1.25/1.25 = 1 \qquad 1.875/1.25 = 1.5$

Como todavía no son enteros los números 1 y 1.5, los multiplicamos por 2 para conseguirlo:

$1 \times 2 = 2$ de Fe : $1.5 \times 2 = 3$ de O

La fórmula pedida es: **Fe_2O_3 (óxido férrico)**

Masa o peso molecular

Es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que hacen parte de una molécula.

Ejemplo 2.

Un compuesto de peso molecular 78.11 u.m.a. tiene la siguiente composición: 92.26% C y 7.74% H. Hallar la fórmula molecular del compuesto.

La fórmula mínima se determina siguiendo un procedimiento similar al anterior.

Peso de 1 mole de C: 12.01 g

Factor: 12.01 g/mole C

Número de moles de C en 92.26 g de C $\frac{92.26 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mole}} = 7.68$ moles de C

Número de moles de H en 7.74 g de H= $\frac{7.74 \text{ g}}{1.008 \text{ g mole}} = 7.67$ moles de H

La relación C : H es 1 : 1, por lo tanto, la fórmula mínima es CH

La fórmula molecular debe ser un múltiplo de la fórmula mínima de forma (C H) n

El peso de C H, en gramos es: $12.01 + 1.008 = 13.018$ g

El peso de (C H) n es el peso de una mol, o sea 78.11 g.

Por consiguiente, el valor de n se puede obtener de la siguiente operación:

Peso de (C H)n = n x peso de (C H)

$78.11 = n \times 13.018$

$n = 78.11/13.018 = 6$

Por lo tanto la fórmula molecular es **$(CH)_6$** ó **C_6H_6**

Función química

Conjunto de propiedades comunes que caracterizan a una serie de sustancias, diferenciándolas de otras.
Grupo funcional: Atomo o grupo de átomos que caracterizan a una función química.
Las funciones de la química inorgánica son: **óxido, ácido, base y sal.**

1. Oxido: **Combinación del oxígeno con un elemento.** Se divide en dos clases: a. **oxidos ácidos** b. **oxidos básicos**

óxidos ácidos: aquellos que al combinarse con el agua producen ácidos. La mayoría son combinaciones del oxígeno con los no metales. Ejemplos:

SO_3: trióxido de azufre **CO_2: Dióxido de carbono**

b. **óxidos básicos: Sustancias que por reacción con el agua producen bases.** Son generalmente combinaciones del oxígeno con metales, Ejemplos,

CaO: óxido de calcio **K_2O óxido de potasio**

Nomenclatura

a. **Los óxidos ácidos,** se nombran con la palabra genérica **óxido** anteponiéndole prefijos como **mono, di, tri,** etc, que denotan la cantidad de átomos de oxígeno. Ejemplos,

CO : Monóxido de Carbono	CO_2 : Dióxido de Carbono
P_2O_3 : Trióxido de Fósforo	P_2O_5 : Pentóxido de Fósforo
SO_2 : Dióxido de Azufre	SO_3 : Trióxido de Azufre

Si son más de dos los óxidos que un mismo elemento forma, se utiliza el prefijo **hipo** para el de menor valencia y **per** para el átomo de mayor valencia, además de las terminaciones **oso** e **ico**. Ejemplos:

Cl_2O : óxido **hipocloroso**	Cl_2O_5 : óxido clór**ico**
Cl_2O_3 : óxido clor**oso**	Cl_2O_7 : óxido **perclórico**

El nitrógeno forma varios óxidos; se nombran así:

N_2O : óxido nitroso	NO : óxido nítrico
NO_2 : dióxido de nitrógeno	NO_3 : trióxido de nitrógeno
N_2O_3 : Trióxido de dinitrógeno	N_2O_5 : Pentóxido de N

b. **Los óxidos básicos** se nombran así:

1. Cuando el metal tiene una sola valencia, se emplea el nombre genérico **óxido**, la preposición de y el nombre del metal.

Ejemplo

Na_2O	: Oxido de sodio	Al_2O_3	:Oxido de aluminio
MgO	: Oxido de magnesio	Li_2O	:Oxido de litio
CaO	: Oxido de calcio	K_2O	:Oxido de potasio
ZnO	: Oxido de cinc	Ag_2O	:Oxido de plata

2. Si el metal posee dos valencias formando dos óxidos diferentes, se emplean los sufijos diferenciales **oso** para la menor valencia, e **ico** para la mayor valencia respectivamente, unidos a la raíz del nombre del metal. Ejemplos:

Cu_2O	: Oxido cupr**oso** ($V = 1$)	CuO	: Oxido cúpr**ico** ($V = 2$)
PbO	: Oxido plumb**oso** ($V = 2$)	PbO_2	: Oxido plúmb**ico** ($V = 4$)
FeO	: Oxido ferr**oso** ($V = 2$)	Fe_2O	: Oxido ferr**ico** ($V = 3$)
Hg_2O	: Oxido mercuri**oso** ($V = 1$)	HgO	: Oxido mercúr**ico** ($V= 2$)

2. Acidos

Son sustancias que ceden protones (H^+) y enrojecen el papel tornasol. Se clasifican en: a. **Hidrácidos** b. **Oxácidos.**

a. **Hidrácidos**: Combinaciones de hidrógeno con un no metal.

b. **Oxácidos**: Sustancias que resultan de combinar óxidos ácidos con el agua.

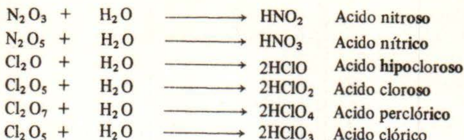
Nomenclatura

a. **Hidrácidos**: Se nombran con la palabra genérica **ácido**, seguida del nombre del no metal con la terminación **hídrico**. Ejemplos,

HF	: Acido fluor**hídrico**	HCl	: Acido clor**hídrico**
HBr	: Acido brom**hídrico**	HI	: Acido yod**hídrico**
H_2S	: Acido sulf**hídrico**		

b. **Oxácidos**: se denominan con la palabra genérica **ácido** seguida del nombre latino del no metal con la terminación **oso** o **ico**, según si el no metal trabaja con la menor o mayor valencia.

SO_2	+	H_2O	$\longrightarrow$	H_2SO_3	Acido sulfur**oso**
SO_3	+	H_2O	$\longrightarrow$	H_2SO_4	Acido sulfúr**ico**
CO_2	+	H_2O	$\longrightarrow$	H_2CO_3	Acido carbón**ico**
P_2O_3	+	$3H_2O$	$\longrightarrow$	H_3PO_3	Acido fosfor**oso**
P_2O_5	+	$3H_2O$	$\longrightarrow$	H_3PO_4	Acido fosfór**ico**



N_2O_3 +	H_2O	⟶	HNO_2	Acido nitroso
N_2O_5 +	H_2O	⟶	HNO_3	Acido nítrico
Cl_2O +	H_2O	⟶	$2HClO$	Acido hipocloroso
Cl_2O_5 +	H_2O	⟶	$2HClO_2$	Acido cloroso
Cl_2O_7 +	H_2O	⟶	$2HClO_4$	Acido perclórico
Cl_2O_5 +	H_2O	⟶	$2HClO_3$	Acido clórico

3. Bases

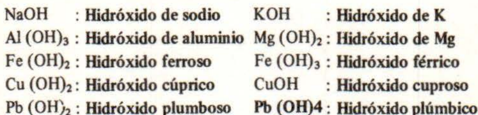
Sustancias que resultan de combinar un óxido básico con el agua le dan coloración azul al papel tornasol rojo. Ejemplo,



$CaO + H_2O \longrightarrow$ Ca (OH) 2 **Hidróxido de calcio**

Nomenclatura

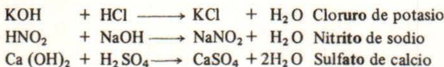
Para elementos que solamente producen una base, ésta se nombra con las palabras **hidróxido de**, seguidas del nombre del metal. Si el metal trabaja con dos valencias para producir dos bases, se aplican las terminaciones **oso** o **ico**, para la menor y mayor valencia respectivamente. Ejemplos:



$NaOH$	: **Hidróxido de sodio**	KOH	: **Hidróxido de K**
$Al(OH)_3$	: **Hidróxido de aluminio**	$Mg(OH)_2$	: **Hidróxido de Mg**
$Fe(OH)_2$	: **Hidróxido ferroso**	$Fe(OH)_3$	: **Hidróxido férrico**
$Cu(OH)_2$	: **Hidróxido cúprico**	$CuOH$	: **Hidróxido cuproso**
$Pb(OH)_2$	: **Hidróxido plumboso**	**Pb (OH)4**	: **Hidróxido plúmbico**

4. Sales

Resultan de combinar un ácido con una base y además producen agua. Ejemplos,



KOH	+ HCl	⟶	KCl	+ H_2O	Cloruro de potasio
HNO_2	+ $NaOH$	⟶	$NaNO_2$	+ H_2O	Nitrito de sodio
$Ca(OH)_2$	+ H_2SO_4	⟶	$CaSO_4$	+ $2H_2O$	Sulfato de calcio

Nomenclatura

El nombre para las sales depende del ácido que las forme.
Se obtiene cambiando la terminación del ácido así:

a. Acidos terminados en **hídrico** producen sales terminadas en **uro**

b. Acidos terminados en **oso** producen sales terminadas en **ito**

c. Acidos terminados en **ico** producen salen terminadas en **ato**

Además, el nombre genérico va acompañado del nombre del metal; cuando el metal trabaja con dos valencias diferentes termina en **oso** o **ico**. Ejemplos,

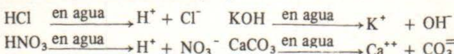
$CaCl_2$	: Cloruro de calcio	$NaBr$	: Bromuro de sodio
KI	: Yoduro de potasio	CuS	: Sulfuro cúprico
$AlPO_3$	: Fosfito de Aluminio	$FePO_4$	: Fosfato férrico
Na_2SO_3	: Sulfito de sodio	$Hg(NO_3)_2$	: Nitrato mercúrico
Cu_2CO_3	: Carbonato cuproso	$Ca(NO_2)_2$	: Nitrito de calcio
$CuSO_4$	: Sulfato cúprico	$KClO_4$	: Perclorato de calcio

Las anteriores sales son neutras porque se han reemplazado los hidrógenos del ácido por metales.
También hay sales ácidas, cuando el metal no reemplaza todos los hidrógenos del ácido. Ejemplos,

$NaHS$	: Sulfuro **ácido** de sodio
$KHSO_4$	: Sulfato **ácido** de potasio
KH_2PO_4	: Fosfato **diácido** de potasio
$CaHPO_3$	: Fosfito **ácido** de calcio

Iones

Atomos o grupos de átomos cargados eléctricamente.
Catión: Ion cargado positivamente
Anión: Ion cargado negativamente por ganancia de electrones.
Al disolver ácidos, sales y bases en agua se producen iones; el proceso se llama **disociación**. Ejemplos de disociación,



$HCl \xrightarrow{\text{en agua}} H^+ + Cl^-$ $\quad$ $KOH \xrightarrow{\text{en agua}} K^+ + OH^-$

$HNO_3 \xrightarrow{\text{en agua}} H^+ + NO_3^-$ $\quad$ $CaCO_3 \xrightarrow{\text{en agua}} Ca^{++} + CO_3^{=}$

Los iones se nombran utilizando el nombre de la sal de donde provienen. Si se trata de iones originados por ácidos o bases, toman el nombre de las sales que ellos forman.

Cationes	Nombres	Aniones	Nombres
H^+	ion hidrógeno	Cl^-	ion cloruro
K^+	ion potasio	Br^-	ion bromuro
Na^+	ion sodio	$S^=$	ion sulfuro
Fe^{++}	ion ferroso	OH^-	ion hidroxilo
NH_4^+	ion amonio	$SO_3^=$	ion sulfito
NO_2^+	ion nitrilo	PO_4^{-3}	ion fosfato

Cationes	Nombres	Aniones	Nombres
Fe^{+3}	ion férrico	I^-	ion yoduro
Cu^+	ion cuproso	NO_2^-	ion nitrito
Cu^{+2}	ion cúprico	NO_3^-	ion nitrato
H_3O^+	ión hidronio	HCO_3^-	ion bicarbonato
Al^{+3}	ion aluminio	$SO_4^=$	ion sulfato
Ca^{+2}	ion calcio	$CO_3^=$	ion carbonato

Nomenclatura moderna (según IUPAC)

Compuestos Binarios: Se indica el nombre en español (no en latín) y se escribe el Número de oxidación con números romanos en paréntesis.

FeO : Oxido de hierro (II)
$CuCl$: Cloruro de cobre (I)
$SnBr_2$: Bromuro de estaño (II)
P_2O_5 : Pentóxido de difósforo
N_2O_5 : Pentóxido de dinitrógeno
N_2O_3 : Trióxido de dinitrógeno
P_2O_3 : Trióxido de difósforo. (III)

Fe_2O_3: Oxido de hierro (III)
$CuCl_2$: Cloruro de cobre (II)
$SnBr_4$: Bromuro de estaño (IV)
PCl_5 : Pentacloruro de fósforo (V)

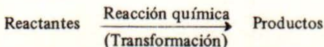
Compuestos Ternarios: Se indica el número de oxidación del metal en romanos entre paréntesis.

Cu_2SO_4 : Sulfato de cobre (I)
$Fe_3(PO_4)_2$: Fosfato de hierro (II)
NaH_2PO_4 : Fosfato diácido de sodio

$CuSO_4$: Sulfato de cobre (II)
$NaHCO_3$: Carbonato de sodio e hidrógeno

REACCION Y ECUACION QUIMICA

Reacción química: Interacción de dos o más sustancias para formar otra u otras diferentes a las iniciales.
Reactantes o reacciones: Sustancias que dan origen a la reacción.
Productos: Sustancias que se obtienen al final de la reacción.



Clasificación de las reacciones

1. Reacción de síntesis o combinación
Unión de dos o más sustancias para producir una sola. Ejemplos, ácido clorhídrico con amoniaco para formar cloruro de amonio.



$$HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4Cl$$

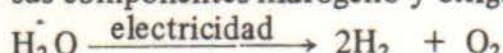
Oxido de calcio con agua para producir hidróxido de calcio



$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

2. Reacción de descomposición

Cuando a partir de una sola sustancia se obtienen dos o más sustancias. Ejemplo
Carbonato de calcio por calentamiento produce dióxido de carbono y óxido de calcio: $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CO_2 + CaO$
La descomposición del agua por medio de la corriente eléctrica en sus componentes hidrógeno y oxígeno:



$$H_2O \xrightarrow{\text{electricidad}} 2H_2 + O_2$$

3. Reacción de desplazamiento o sustitución
Un átomo sustituye a otro en una reacción. Ejemplos,
El cloro desplaza al yodo formando el cloruro de potasio y I_2



$$Cl_2 + 2\,KI \longrightarrow 2\,KCl + I_2$$

Los metales sustituyen a los hidrógenos de los ácidos.



$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

4. Reacción de doble descomposición
Se realiza un intercambio de átomos entre las sustancias que reaccionan. Ejemplo,

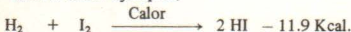
El ácido nítrico reacciona con el hidróxido de sodio para formar nitrato de sodio y agua.



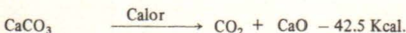
$$NHO_3 + NaOH \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$$

También se pueden clasificar las reacciones en:

a. **Reacciones endotérmicas:** Cuando al verificarse hay una absorción de calor. Ejemplos,



$$H_2 + I_2 \xrightarrow{\text{Calor}} 2\,HI - 11.9\,\text{Kcal.}$$



$$CaCO_3 \xrightarrow{\text{Calor}} CO_2 + CaO - 42.5\,\text{Kcal.}$$

b. **Reacciones exotérmicas**: Cuando al entrar en reacción las sustancias hay desprendimiento de calor. Ejemplos,



$2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + 116\ Kcal.$



$3\,Cl_2 + 2Al \longrightarrow 2\,AlCl_3 + 166.8\ Kcal.$

Ecuación Química

Es la representación por medio de símbolos y de fórmulas de cada una de las sustancias que intervienen en una reacción. En la ecuación química, se escriben a la izquierda los reactantes y a la derecha los productos separados por una flecha ($\longrightarrow$) que indica la dirección hacia donde se efectúa la reacción.

Ley de la conservación de la materia

"La masa de las sustancias reaccionantes es igual a la masa de los productos"

En toda ecuación química se debe cumplir la ley anterior; por lo tanto es necesario equilibrar o balancear la ecuación. Para esto se escriben coeficientes adecuados antes de las fórmulas o símbolos.

Hay varios métodos para equilibrar ecuaciones:

1. Método del tanteo o inspección

Es utilizado para ecuaciones sencillas y consiste en colocar coeficientes a la izquierda de cada sustancia, hasta tener igual número de átomos tanto en reactantes como en productos. Ejemplo:



$N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$

En esta ecuación hay dos átomos de nitrógeno en los reactantes, por lo tanto se debe colocar coeficiente 2 al NH_3, para que en los productos quede el mismo número de átomos de dicho elemento.



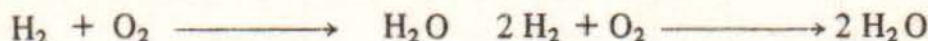
$N_2 + H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$

Al colocar este coeficiente tenemos en el producto seis átomos de hidrógeno; para balancearlos hay que colocar un coeficiente 3 al H_2 reactante:



$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$

De esta manera la ecuación queda equilibrada. Ejemplo:



$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O \quad 2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$

2. Método de óxido-reducción

Estado de oxidación: Se denomina también número de oxidación y es la carga eléctrica que un átomo parece tener cuando está formando parte de un compuesto.

Los números de oxidación se asignan así:

a. Todo átomo en estado libre tiene como número de oxidación 0

b. La suma algebráica de los números de oxidación de todos los átomos en la fórmula de un compuesto es cero.

c. En los compuestos, el número de oxidación del hidrógeno es + 1, excepto en los hidruros donde es – 1.

d. En los compuestos el número de oxidación del oxígeno es – 2, excepto en los peróxidos donde es – 1 y en el F_2O donde es + 2.

e. En los iones el número de oxidación es igual a la carga del ion.

Oxidación: Aumento en el número de oxidación con pérdida de electrones.

Reducción: Disminución en el número de oxidación con ganancia de electrones.

Agente oxidante: Sustancia que produce la oxidación.

Agente reductor: Sustancia que produce la reducción. Ejemplo,



$$Na^0 + Cl_2^0 \longrightarrow Na^{+1}Cl^{-1}$$

Sustancia oxidada: Na **Sustancia reducida**: Cl_2

Agente oxidante: Cl_2 **Agente reductor**: Na

Balanceo de ecuaciones por óxido-reducción

Ejemplo,



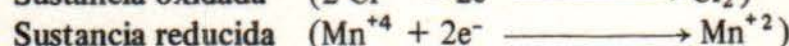
$$\overset{+4}{Mn}O_2 + H\overset{-1}{Cl} \longrightarrow \overset{+2}{Mn}Cl_2 + \overset{0}{Cl_2} + H_2O$$

Se determinan los números de oxidación de los elementos que sufren cambio, en el ejemplo Mn y Cl.

Por los cambios en los números de oxidación, se sabe cual es el o los elementos que se han oxidado y reducido. Se procede a escribir ecuaciones iónicas.



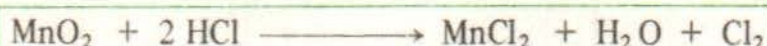
Sustancia oxidada $(2\,Cl^{-1} - 2e^- \longrightarrow Cl_2^0)$



Sustancia reducida $(Mn^{+4} + 2e^- \longrightarrow Mn^{+2})$

3. Se multiplica en las ecuaciones el número de electrones por factores adecuados para que el total de electrones cedidos sea igual al total de electrones recibidos. Las ecuaciones igualadas son las anteriores.

4. Se asignan como coeficientes de las sustancias afectadas en la ecuación, los factores que se utilizaron para que el número de electrones sea igual.



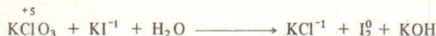
$$MnO_2 + 2\,HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

5. Por último el balanceo se termina por el método del tanteo. No se ha tenido en cuenta el Cl que no sufre cambio durante la reacción y que aparece en el producto como $MnCl_2$. Se necesitan 2 moléculas más de HCl en los reactantes para completar un total de 4 HCl. Además, como el hidrógeno aparece en forma de H_2O en los productos, en el lado derecho deben aparecer 2 moléculas de H_2O. En consecuencia la ecuación final es:



$$MnO_2 + 4\,HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

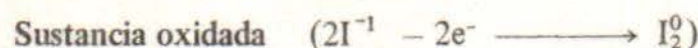
Ejemplo 2



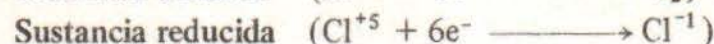
$$K\overset{+5}{Cl}O_3 + KI^{-1} + H_2O \longrightarrow KCl^{-1} + I_2^0 + KOH$$

La ecuación anterior expresa que el cloro pasa de Cl^{+5} a Cl^{-1} y el yodo de I^{-1} a I°.

2. Las ecuaciones electrónicas son:

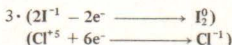


Sustancia oxidada $(2I^{-1} - 2e^- \longrightarrow I_2^0)$



Sustancia reducida $(Cl^{+5} + 6e^- \longrightarrow Cl^{-1})$

3. El número de electrones recibidos debe ser igual al número de electrones cedidos. Es necesario multiplicar la ecuación de oxidación por 3.

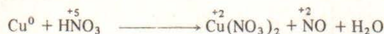


$$3 \cdot (2I^{-1} - 2e^- \longrightarrow I_2^0)$$
$$(Cl^{+5} + 6e^- \longrightarrow Cl^{-1})$$

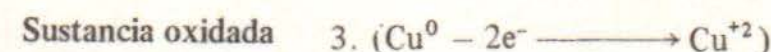


4. $KClO_3 + 6KI + 3\,H_2O \longrightarrow KCl + 3I_2 + 6\,KOH$

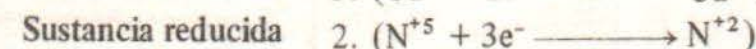
Ejemplo 3



$$Cu^0 + H\overset{+5}{N}O_3 \longrightarrow \overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + \overset{+2}{N}O + H_2O$$



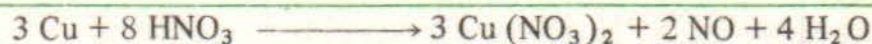
Sustancia oxidada $3.\ (Cu^0 - 2e^- \longrightarrow Cu^{+2})$



Sustancia reducida $2.\ (N^{+5} + 3e^- \longrightarrow N^{+2})$



$$3\,Cu + 2\,HNO_3 \longrightarrow 3\,Cu\,(NO_3)_2 + 2\,NO + H_2O$$



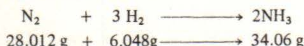
$$3\,Cu + 8\,HNO_3 \longrightarrow 3\,Cu\,(NO_3)_2 + 2\,NO + 4\,H_2O$$

CALCULOS QUIMICOS

Leyes ponderales: Son las que rigen el comportamiento químico de la materia, en cuanto a pesos de sustancias que intervienen en una reacción. Estas leyes son:

1. Ley de la conservación de materia. (Lavoisier).

"En una reacción química la cantidad de materia que interviene permanece constante". El peso de los productos debe ser igual al peso de los reaccionantes. Lo anterior se pude corroborar con el siguiente ejemplo;



$$N_2 \quad + \quad 3\,H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

$$28.012\text{ g} \quad + \quad 6.048\text{g} \longrightarrow 34.06\text{ g}$$

Este resultado cumple con la ley de la conservación de la materia, ya que se ha tomado la ecuación balanceada.

2. Ley de las proporciones Definidas

o de la composición constante (Proust).

"Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen en una relación fija y determinada de pesos entre sí". En el ejemplo de la formación del amoníaco hay una proporción definida entre las cantidades de los elementos que van a formar el compuesto: se unen en la relación fija de 14.006 g de N_2 por cada 3.024 g de H_2 para formar una mol. 0 la molécula de NH_3 está siempre formada por un átomo de nitrógeno y tres átomos de hidrógeno.

Pero suponiendo que en una experiencia tenemos 14.006 g de N_2 y 4.024 g de H_2 solamente se pueden obtener 17.03 g de HN_3 y queda un gramo de H_2 sin reaccionar. En este caso el nitrógeno recibe el nombre de **reactante límite**, por ser la sustancia que se gasta en forma total durante la reacción.

3. Ley de las proporciones múltiples. (Dalton).

"Las cantidades de un mismo elemento, que se unen con una cantidad fija de otro elemento para formar en cada caso un compuesto distinto, están en la relación de números enteros y sencillos" Ejemplo:

El cloro puede formar los siguientes compuestos con el oxígeno: Ejemplo Cl_2O, Cl_2O_3, Cl_2O_5, Cl_2O_7.

En el cuadro de la página siguiente se explica la ley.

Oxidos de cloro

Compuesto	Peso del Cl_2	Peso del oxígeno	Peso de O_2 que se une a 35.45 g de cloro	Relación entre los pesos de oxígeno
Cl_2O	70.90	16	8	1
Cl_2O_3	70.90	48	24	3
Cl_2O_5	70.90	80	40	5
Cl_2O_7	70.90	112	56	7

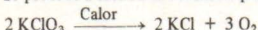
Cálculos peso a peso

La relación entre el peso de un reactante y el peso correspondiente de un producto es uno de los problemas de mayor frecuencia en química.

Hay varios métodos para resolver este tipo de problemas. Ejemplo: En la obtención de oxígeno, se descompone el clorato de potasio por calentamiento. En una experiencia se parte de 30 g de clorato. Cuántos gramos de oxígeno se obtienen?

Solución:

Se procede a escribir la ecuación química equilibrada



$$2\,KClO_3 \xrightarrow{\text{Calor}} 2\,KCl + 3\,O_2$$

Se hallan los pesos de una mol de las sustancias conocidas. problema.

Peso de una mol de $KClO_3$: 39.1g + 35.45g + 48g = 122.55g

Peso de una mol de O_2 : 16g x 2 = 32 g

Se procede a resolver el problema, usando uno de los siguientes métodos,

1. **Método de las proporciones**

De acuerdo con la ecuación:

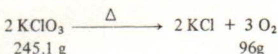
245.1g de $KClO_3$ producen 96g de O_2

30g de $KClO_3$ X

$$\frac{30g \text{ de } KClO_3 \times 96g \text{ de } O_2}{245.1\text{ g de } KClO_3} = 11.75g \text{ de } O_2$$

2. **Método del factor de conversión**

Resumiendo la información cuantitativa que da la ecuación



$$2\,KClO_3 \xrightarrow{\Delta} 2\,KCl + 3\,O_2$$

245.1 g ... 96g

Se puede obtener un factor de conversión para pasar gramos de $KClO_3$ (sustancia conocida) a gramos de oxígeno (sustancia problema).

El factor es:

$$\frac{96 \text{ g de } O_2}{245.1 \text{ g de } KClO_3}$$

Se mulciplica la cantidad de sustancia dada, $KClO_3$, por el factor de conversión para hallar la cantidad buscada:

$$30 \text{ g } KClO_3 \left[\frac{96 \text{ g } O_2}{245.1 \text{ g } KClO_3}\right] = \mathbf{11.75 \text{ g de } O_2}$$

3. **Método de la razón molar**

Está basado en moles. Por lo tanto, es necesario usar factores de conversión de gramos a moles.

a. Número de moles en la sustancia dada:

$$30 \text{ g } KClO_3 \left[\frac{1 \text{ mol } KClO_3}{122.55 \text{ g } KClO_3}\right]$$

b. Pasamos estas moles de $KClO_3$ a las correspondientes moles de oxígeno:

$$30 \text{ g de } KClO_3 \;\; \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{122.55 \text{ g } KClO_3} \;\; \frac{3 \text{ moles de } O_2}{2 \text{ moles de } KClO_3}$$

$X = 0.36$ moles de O_2

c. Convertimos las moles de O_2 a gramos:

$$0.36 \text{ moles } O_2 \left[\frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol de } O_2}\right] = \mathbf{11.75 \text{ g de } O_2}$$

Ejemplo:

Un método para preparar hidrógeno en el laboratorio consiste en hacer reaccionar ciertos ácidos sobre algunos metales. ¿Cuántos gramos de zinc son necesarios para obtener 0.9 g de hidrógeno?

Solución:

La ecuación para esta reacción es:



$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

Sustancia dada: hidrógeno
Sustancia problema: Zinc

Peso de una mol de H_2: 1.008 x 2 = 2.016 g
Peso de una mol de Zinc: = 65.4 g

Razón molar: $\left[\frac{1 \text{ mol de Zn}}{1 \text{ mol } H_2}\right]$

Peso del zinc descompuesto:

$$0.9 \text{ g } H_2 \left[\frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol } H_2}\right] \left[\frac{1 \text{ mol } H_2}{2.016 \text{g } H_2}\right] \left[\frac{65.4 \text{ g Zinc}}{1 \text{ mol Zn}}\right]$$

X = 29.19 g de cinc son necesarios para obtener 0.9 g de H_2

Rendimiento y pureza

En los problemas anteriores se ha tenido en cuenta la reaccion como si se realizara en forma total, es decir, que los reactantes se transforman completamente en los productos, o sea que se ha considerado una eficiencia del 100%. Pero en la realidad los procesos químicos no se logran efectuar en su totalidad, lo que significa que el producido real sea siempre inferior al producido teórico. Hay muchos factores que determinan un rendimiento inferior al teórico, uno de ellos es la pureza de los reactivos,

Ejemplo 1
Al someter a calentamiento 75 g de carbonato de calcio, cuántos gramos de óxido de calcio se obtienen, si la eficiencia o rendimiento de la reacción es del 80%?
Solución,
La ecuación balanceada para este proceso es:



$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$$

Determinamos la cantidad de CaO que se obtiene si el rendimiento fuera de 100%:

Peso de una mol de $CaCO_3$ = 100.0 g

Peso de una mol de CaO = 56.08 g

100.09 g $CaCO_3$ producen 56.08 g de CaO
75 g $CaCO_3$ X
X = 42.02 g de Ca

Como el rendimiento es solamente del 80%:

$$X = 42.02 \text{ g CaO} \times \frac{80\%}{100\%} = \mathbf{33.61 \text{ g CaO}}$$

Se obtienen 33.61 g de CaO con una eficiencia del 80%

Ejemplo 2.

Cuando se hacen reaccionar 56 g de nitrógeno con hidrógeno, se obtienen 58 g de amoniaco. Hallar la eficiencia de la reacción.

Solución

La ecuación balanceada para esta reacción es:



$$N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$$

En este caso 58 gramos de NH_3 fue el producido real.
Debemos calcular el producido teórico para hallar el rendimiento:
Peso de una mol de nitrógeno: 28.012 g

Peso de una mol de amoniaco: 17.03 g

Peso (teórico) de amoniaco obtenido:

28.012 g de N_2 producen 34.06 g de NH_3

56 g de N_2 X

X = 68.09 g de NH_3

El rendimiento de la reacción está dado por la ecuación:

$$\textbf{Rendimiento} = \frac{\textbf{Producido real}}{\textbf{Producido teórico}} \times 100$$

En este ejemplo el rendimiento es:

$$\text{Rendimiento} = \frac{58 \text{ g de } NH_3}{68.09 \text{ g de } NH_3} \times 100 = 85.18\%$$

El rendimiento de la reacción fue de un 85.18%

Pureza química

Propiedad por la cual una sustancia no tiene trazas de otra sustancia diferente.

Ejemplo:

Cuántos gramos de cloruro de plata, AgCl, se pueden preparar haciendo reaccionar 20 g de cloruro de calcio, $CaCl_2$ del 92% de pureza, con suficiente nitrato de plata, $AgNO_3$?

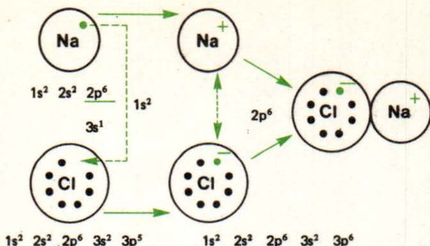


$$CaCl_2 + 2\,AgNO_3 \longrightarrow 2\,AgCl + Ca(NO_3)_2$$

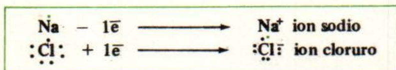
El cloruro de calcio puro es el 92% del total, o sea

20 g $CaCl_2$ 100% pureza

X 92% X = 18.4 g de $CaCl_2$ puro



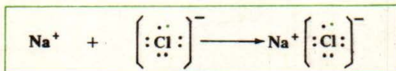
Los valores de electronegatividad nos indican que el sodio tiene gran tendencia a ceder el electrón que tiene en el último nivel M; por el contrario, el cloro ejerce gran atracción sobre él. Una vez que se efectúa el traspaso de un electrón, los dos átomos comprometidos en el enlace quedan con su configuración electrónica estable, el ion sodio con 8 electrones en el nivel L y el ion cloruro con 8 en su nivel M. Las ecuaciones ilustran el proceso:



Estas dos ecuaciones corresponden a procesos de **ionización**, porque hay formación de iones.

iones: Atomo o grupo de átomos con cargas eléctricas.

Los dos iones tienen carga eléctrica contraria, lo cual determina que se atraigan entre sí, formándose el enlace entre los dos átomos. Esta fase se puede representar así:



No existen moléculas sencillas de cloruro de sodio; la sustancia Na^+Cl^- es realmente una combinación de muchos iones sodio unidos a muchos iones cloruro. En el cloruro de sodio, se en-

cuentran empacados seis iones cloruro rodeando a cada ion sodio y seis iones sodio rodean a cada ion cloruro.

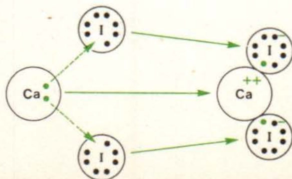
CRISTAL DE CLORURO DE SODIO

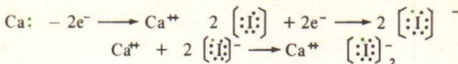
ion sodio
ion cloruro
celda unitaria
ion cloruro
ion sodio
5.64 Å

Cada ion sodio está rodeado por seis iones cloruro y cada ion cloruro por seis iones sodio.

Otro ejemplo de enlace iónico es el que realiza el calcio con el iodo para formar el ioduro de calcio.

El calcio tiene **dos electrones de valencia** (pertenece al grupo II) y el **iodo siete,** siendo las electronegatividades 1 y 2,5. Esto nos indica la mayor atracción del iodo por los electrones. El átomo de calcio puede ceder sus dos electrones externos, pero cada átomo de iodo no puede recibir sino uno; se requieren por tanto dos átomos de iodo por uno de calcio. La figura ilustra la formación del ioduro de calcio y la representación por ecuaciones es:





Enlace covalente

Se realiza cuando se unen dos o más átomos mediante la compartición de electrones.

Los átomos quedan enlazados a través de pares de electrones.
Para aparearse, los dos electrones deben estar en la capa externa, girando con espines contrarios y los átomos presentar electronegatividad muy cercana o igual.
Dos átomos de flúor se combinan para formar una molécula; cada átomo de flúor requiere un electrón para completar el octeto. Pero los dos tienen igual atracción por los electrones (electronegatividad = 4,0). Por lo tanto los dos átomos comparten entre sí un par de electrones.
Este enlace se representa por una rayita (—) para indicar cada par de electrones compartidos.
Cuando se comparte únicamente un par de electrones tenemos un enlace covalente simple, pero también hay enlaces covalentes dobles y triples, que resultan de compartir dos y tres pares de electrones. La figura muestra el enlace para la molécula de flúor:



Atomos de elementos diferentes también se pueden combinar por enlace covalente. Por ejemplo, el carbono con el oxígeno; el carbono debe adquirir cuatro electrones para completar el octeto y el oxígeno requiere dos electrones. Además presenta electronegatividad bastante cercana (2,5 y 3,5 respectivamente), poseen gran atracción por electrones; por lo tanto se comparten entre sí dos electrones el oxígeno y cuatro electrones el carbono; efectuando el enlace un átomo de carbono con dos átomos de oxígeno resultan dos enlaces covalentes dobles.

$$:C: + 2\ :\ddot{O}: \longrightarrow :\ddot{O}::C::\ddot{O}:$$

ó O = C = O

Enlace covalente coordinado o dativo: Se presenta cuando el par de electrones compartidos los aporta uno solo de los átomos. Se representa por una flecha que va del átomo que aporta los electrones hacia el que los recibe. Ejemplo:

$$H\dot{\underset{\times}{\ddot{N}}}H + H^{+} \longrightarrow \left[H \uparrow \underset{H}{\overset{H\uparrow}{N}} H \right]^{+}$$

amoniaco — ion hidrógeno — ion amonio

Moléculas polares y no polares

Las moléculas formadas por enlaces covalentes pueden presentar o no **polaridad**.

La polaridad de las moléculas de ácidos, amoniaco, etc., se explica porque los **átomos más electronegativos** atraen hacia ellos los **electrones compartidos.** Ejemplos:

$$\underset{+\ -}{H:Cl} \qquad \underset{+\ H}{H\cdot\ddot{O}:} \qquad \underset{\underset{+}{H}}{H:\ddot{N}:H}$$

Las moléculas formadas por dos o más átomos iguales y aquellas que sean simétricas no presentan polaridad. Ejemplos:

$$:\ddot{Cl}:Cl: \qquad :\ddot{Cl}:\underset{:Cl:}{\overset{:Cl:}{C}}:\ddot{Cl}:$$

Enlaces de hidrógeno

El estudio comparativo de algunas propiedades de ciertos compuestos del hidrógeno, como el punto de ebullición, hizo pensar que en algunas de esas sustancias, agua, ácido fluorhídrico, etc., además de los enlaces covalentes, debe existir otra fuerza intermolecular, a la cual se le da el nombre de **enlace o puente de H.**

Fuerzas de Van der Waals

Son las fuerzas que mantienen unidas las moléculas de sustancias no polares.

Estas fuerzas tienen un gran carácter eléctrico y son mayores en los sólidos que en los líquidos.

En los gases, también entre las moléculas hay fuerzas de esta clase, pero se considera que son mínimas.

Enlace metálico

Es la fuerza que mantiene unidos los átomos de un metal.

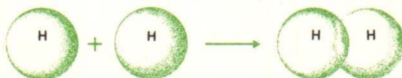
Los metales cristalizan y forman redes cúbicas o hexagonales.

Se considera que en cada vértice de la red se coloca un catión y los electrones que se han liberado de cada átomo se mueven libremente por toda la red.

Los electrones libres establecen la unión que mantiene unidos a los cationes.

Orbitales moleculares

Los átomos tienen sus electrones distribuidos en orbitales. Al establecerse el enlace covalente entre dos átomos, estos se acercan, superponen entre sí sus orbitales, formándose **el orbital molecular**.



MOLECULA DE HIDROGENO

El orbital formado en el caso de la unión de átomos de hidrógeno, cloro, etc., se denomina **sigma** (δ).

NOMENCLATURA QUIMICA INORGANICA

Es el conjunto de normas que se usan para nombrar en forma correcta los elementos y compuestos desde un punto de vista científico.

Con base en los congresos internacionales las sustancias se clasifican en:

a) **Simples**: Metales y no metales.

b) **Compuestos**: Binarios, ternarios y cuaternarios.

Compuestos químicos

- **Simples**
  - No metales
  - Metales
- **Compuestos**
  - Oxigenados
    - Binarios
      - Anhídridos
      - Oxidos
        - Básicos
        - Neutros
        - Salinos
        - Indiferentes
    - Ternarios
      - Oxácidos
      - Hidróxidos o bases
      - Oxisales neutras
    - Cuaternarios
      - Oxisales ácidas o hidrógeno-sales
      - Oxisales básicas o hidroxi-sales
      - Oxisales dobles
      - Oxisales mixtas
  - No Oxigenados
    - Acidos hidrácidos
    - Hidruros metálicos
    - Sales halógenas neutras
    - Compuestos no salinos
    - Aleaciones
    - Amalgamas

Cuerpos simples

Están constituidos por moléculas homopolares, o sea, átomos de la misma clase. Son los mismos elementos. Ejemplo: oxígeno, sodio, calcio.

Se representan por símbolos, los que se forman con la primera letra del nombre y en algunos casos es necesario una segunda letra en minúscula para diferenciarlos de elementos cuya primer letra es semejante. Ejemplo:

Boro	**=**	**B**	**Bario**	**=**	**Ba**	**Bromo**	**=**	**Br**
Carbono	**=**	**C**	**Calcio**	**=**	**Ca**	**Cobre**	**=**	**Cu**
Nitrógeno	**=**	**N**	**Sodio**	**=**	**Na**	**Níquel**	**=**	**Ni**
Azufre	**=**	**S**	**Selenio**	**=**	**Se**	**Silicio**	**=**	**Si**

Función química

Conjunto de propiedades comunes que caracterizan a una serie de sustancias, diferenciándolas de otras.

Grupo funcional: Atomo o grupo de átomos que caracterizan a una función química.

Cuerpos compuestos

Aquellos que están constituidos por átomos de distinta clase; sus moléculas son heteropolares. Ejemplo: agua H_2O, hidróxido de sodio NaOH, ácido sulfúrico H_2SO_4.

Clasificación: De acuerdo con el número de átomos que los forman son binarios, ternarios, cuaternarios.

Binarios: Están formados por dos átomos diferentes. Ejemplo: agua H_2O, óxido de sodio Na_2O.

Ternarios: Constituidos por tres clases de átomos diferentes. Ejemplo: ácido nítrico HNO_3, hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$.

Cuaternarios: Sus moléculas están formadas por cuatro átomos diferentes. Ejemplo: $NaKCO_3$ carbonato doble de sodio y potasio.

Cuerpos binarios: 1. Anhídridos u óxidos ácidos

Son combinaciones del oxígeno con un no metal:



oxígeno + no metal → óxido ácido o anhídrido

Nomenclatura de óxidos ácidos o anhídridos

Modernamente se nombran con la palabra genérica **óxido** anteponiéndole prefijos como **mono, di, tri, tetra**, etc., que denotan la cantidad de átomos de oxígeno. Ejemplos:

B_2O_3 :	Trióxido de boro	CO_2 :	**Dió**xido de carbono
P_2O_3 :	Trióxido de difósforo	P_2O_5 :	**Pent**óxido de difósforo
SO_2 :	Dióxido de azufre	SO_3 :	Trióxido de azufre
SeO_2 :	dióxido de selenio	SeO_3 :	Trióxido de selenio

Si son más de dos los óxidos ácidos que un mismo elemento forma, se utiliza el prefijo **hipo** para el de menor valencia y **per** para el átomo de mayor valencia, además de las terminaciones **oso** e **ico** respectivamente. Ejemplos:

Cl_2O :	óxido **hipocloroso**	(V = 1)
Cl_2O_5 :	óxido clór**ico**	(V = 5)
Cl_2O_3 :	óxido clor**oso**	(V = 3)
Cl_2O_7 :	óxido **perclórico**	(V = 7)

El nitrógeno forma varios óxidos que se nombran así:

N_2O :	óxido nitroso
N_2O_5 :	pentóxido de nitrógeno
N_2O_3 :	trióxido de dinitrógeno
NO_3 :	trióxido de nitrógeno

También es usada la nomenclatura con el nombre genérico anhídrido, el nombre del no metal y la terminación **oso** e **ico**, para el de menor y mayor valencia respectivamente. Ejemplos:

SO_2 :	Anhídrido sulfur**oso**	(V = 4)
SO_3 :	Anhídrido sulfúr**ico**	(V = 6)
Br_2O :	Anhídrido hipobrom**oso**	(V = 1)
I_2O_7 :	Anhídrido peryód**ico**	(V = 7)
P_2O_3 :	Anhídrido fosfor**oso**	(V = 3)
CO_2 :	Anhídrido carbón**ico**	(V = 4)

2. Oxidos básicos

Compuesto binario que resulta de combinarse el oxígeno con un metal, y que al reaccionar con el agua produce bases o hidróxidos:

oxígeno + metal → óxido básico

Nomenclatura de óxidos básicos

1. Cuando el metal tiene una sola valencia, se usa el nombre genérico **óxido**, la preposición **de** y el **nombre específico del metal.**

Ejemplos:

Na_2O	: óxido de sodio	Al_2O_3	: óxido de aluminio
MgO	: óxido de magnesio	Li_2O	: óxido de litio
CaO	: óxido de calcio	K_2O	: óxido de potasio
BaO	: óxido de bario	Ag_2O	: óxido de plata

2. Si el metal posee dos valencias formando dos óxidos diferentes, se emplean los sufijos diferenciales **oso** para la menor valencia del metal e **ico** para la mayor valencia, unidos a la **raíz** del **nombre del metal**. Ejemplos:

Cu_2O	: óxido cupr**oso**	(V = 1)
CuO	: óxido cúpr**ico**	(V = 2)
PbO	: óxido plumb**oso**	(V = 2)
PbO_2	: óxido plúmb**ico**	(V = 4)
FeO	: óxido ferr**oso**	(V = 2)
Fe_2O_3	: óxido férr**ico**	(V = 3)
Hg_2O	: óxido mercuri**oso**	(V = 1)
HgO	: óxido mercúr**ico**	(V = 2)

3. Oxidos neutros

Son compuestos que no reaccionan con ácidos ni con bases. Ejemplos: CO: monóxido de carbono; NO: óxido nitrico; NO_2: Dióxido de nitrógeno; H_2O: protóxido de hidrógeno.

4. Oxidos indiferentes

Compuestos que reaccionan como **anfóteros**, se comportan como ácidos y como bases para producir en cada caso **sales**.

Ejemplos:

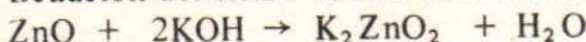
ZnO	: óxido de zinc	MnO	: óxido manganoso
SnO	: óxido estannoso	CoO	: óxido cobaltoso

Ecuación del óxido de zinc como base:



$$ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

Ecuación del óxido de zinc como ácido:



$$ZnO + 2KOH \rightarrow K_2ZnO_2 + H_2O$$

5. Hidrácidos

Acidos son las sustancias que en solución acuosa liberan hidrogeniones (H^+), enrojecen el papel tornasol azul y mantienen incolora la fenolftaleína. Se clasifican en: **a) hidrácidos, b) oxácidos.**

Los oxácidos se estudian en los compuestos ternarios.

Los hidrácidos se forman por combinación del hidrógeno con un no metal.

Nomenclatura de los hidrácidos

Se nombran con la palabra genérica **ácido**, seguida del **nombre del no metal**, con la terminación **hídrico**. Ejemplos:

HF	:	ácido fluor**hídrico**	HCl	:	ácido clor**hídrico**
HBr	:	ácido brom**hídrico**	HI	:	ácido yod**hídrico**
H_2S	:	ácido sulf**hídrico**	H_2Se	:	ácido selen**hídrico**

6. Hidruros metálicos

Son compuestos binarios hidrogenados que resultan de combinar el hidrógeno con los metales activos. Ejemplos:

CaH_2	:	hidruro de calcio	NaH	:	hidruro de sodio
AgH	:	hidruro de plata	BaH_2	:	hidruro de bario
AlH_3	:	hidruro de aluminio	FeH_3	:	hidruro férrico

Nomenclatura: Se nombran con la palabra genérica **hidruro** y el nombre del **metal**. (En estos casos el hidrógeno trabaja con -1.)

7. Sales halógenas neutras o haluros

Se producen por la combinación de un metal con los halógenos o con algún no metal del VI grupo. Por reacción de un hidrácido con una base. O al desplazar el hidrógeno de los hidrácidos por un metal.

Nomenclatura de sales halógenas neutras

El genérico se forma con la **raíz del no metal** más la terminación **uro**. El nombre específico es el nombre del metal al cual se le anteponen los prefijos que indican el número de átomos.

Ejemplos:

NaI	: yoduro de sodio	KBr	: bromuro de potasio
$FeCl_3$	: cloruro férrico	Cu_2S	: sulfuro cuproso
$AlCl_3$	: tricloruro de Al	Al_2S_3	: trisulfuro de aluminio

Nomenclatura de los cuerpos ternarios

Son compuestos constituidos por tres clases diferentes de átomos.

1. **Oxácidos**: Resultan de combinar un óxido ácido con el agua. Están formados por hidrógeno, no metal y oxígeno. Se caracterizan porque en solución acuosa desprenden hidrogeniones (H^+) y dan coloración azul al papel tornasol rojo. Ejemplos:

SO_2	$+ H_2O$	→	H_2SO_3	ácido sulfuroso
SO_3	$+ H_2O$	→	H_2SO_4	ácido sulfúrico
CO_2	$+ H_2O$	→	H_2CO_3	ácido carbónico
P_2O_3	$+ 3H_2O$	→	H_3PO_3	ácido fosforoso
P_2O_5	$+ 3H_2O$	→	H_3PO_4	ácido fosfórico
N_2O_3	$+ H_2O$	→	HNO_2	ácido nitroso
N_2O_5	$+ H_2O$	→	HNO_3	ácido nítrico
Cl_2O	$+ H_2O$	→	$2\,HClO$	ácido hipocloroso
Cl_2O_3	$+ H_2O$	→	$2\,HClO_2$	ácido cloroso
Cl_2O_5	$+ H_2O$	→	$2\,HClO_3$	ácido clórico
Cl_2O_7	$+ H_2O$	→	$2\,HClO_4$	ácido perclórico

2. **Bases**: Sustancias que resultan de combinar un óxido básico con el agua y le dan coloración azul al papel tornasol rojo.
Se consideran como sustancias receptoras de protones que al disolverlas en agua producen hidroxiliones (OH^-):



$$NaOH \xrightarrow{\text{(agua)}} Na^+ + OH^-$$

Nomenclatura de las bases

Para elementos que solamente producen una base, ésta se nombra con las palabras **hidróxido de**, seguida del **nombre del metal**. Si el metal trabaja con dos valencias para producir dos bases, se aplican las terminaciones **oso** e **ico**, para la menor y mayor valencia respectivamente. Ejemplos:

NaOH	:	**Hidróxido de sodio**
$Al(OH)_3$	:	**Hidróxido de aluminio**
$Fe(OH)_2$	:	**Hidróxido ferroso**
CuOH	:	**Hidróxido cuproso**
$Pb(OH)_2$	:	**Hidróxido plumboso**
$Ca(OH)_2$	:	**Hidróxido de calcio**
KOH	:	**Hidróxido de potasio**
$Mg(OH)_2$	:	**Hidróxido de magnesio**
$Fe(OH)_3$	:	**Hidróxido férrico**
$Cu(OH)_2$	:	**Hidróxido cúprico**
$Pb(OH)_4$	:	**Hidróxido plúmbico**
$NH_4(OH)$	:	**Hidróxido de amonio**

Nomenclatura moderna (según IUPAC)

Compuestos binarios: Se indica el nombre en español (no en latín) y se escribe el número de oxidación con números romanos entre paréntesis.

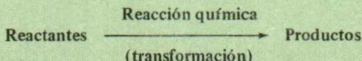
FeO	:	**Oxido de hierro (II)**
CuCl	:	**Cloruro de cobre (I)**
$SnBr_2$	:	**Bromuro de estaño (II)**
P_2O_5	:	**Pentóxido de difósforo**
N_2O_5	:	**Pentóxido de dinitrógeno**
P_2O_3	:	**Trióxido de difósforo (III)**
Fe_2O_3	:	**Oxido de hierro (III)**
$CuCl_2$	:	**Cloruro de cobre (II)**
$SnBr_4$	:	**Bromuro de estaño (IV)**
PCl_5	:	**Pentacloruro de fósforo (V)**
Cu_2O	:	**Oxido de cobre (I)**
CuO	:	**Oxido de cobre (II)**

Compuestos ternarios: Se indica el número de oxidación del metal en romanos entre paréntesis.

Cu_2SO_4	:	**Sulfato de cobre (I)**
$Fe_3(PO_4)_2$	:	**Fosfato de hierro (II)**
NaH_2PO_4	:	**Fosfato diácido de sodio**
$CuSO_4$	:	**Sulfato de cobre (II)**
$NaHCO_3$	:	**Carbonato de sodio e hidrógeno**
$Hg(NO_2)_2$	:	**Nitrito de mercurio (II)**

REACCION QUIMICA

Es la interacción de dos o más sustancias para formar otra u otras sustancias diferentes a las iniciales.
Reactantes o reaccionantes: Sustancias que dan origen a la reacción.
Productos: Sustancias que se obtienen al final de la reacción:

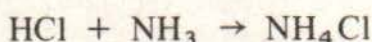


Clasificación de las reacciones

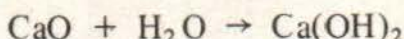
Dependiendo la forma como se realiza la reacción:
1. **Reacción de síntesis o combinación:** Unión de dos o más sustancias para producir una sola:



Ejemplo: Acido clorhídrico con amoniaco para formar cloruro de amonio:



Oxido de calcio con el agua para producir hidróxido de calcio:



2. **Reacción de descomposición:** Cuando a partir de una sola sustancia se obtienen dos o más sustancias:

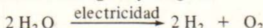


Ejemplo: El carbonato de calcio por calentamiento produce dióxido de carbono y óxido de calcio:



$$CaCO_3 \xrightarrow{\text{calor}} CO_2 + CaO$$

La descomposición del agua por medio de la corriente eléctrica en sus componentes hidrógeno y oxígeno:



$$2\,H_2O \xrightarrow{\text{electricidad}} 2\,H_2 + O_2$$

3. Reacción de desplazamiento o sustitución: Un átomo sustituye a otro que hace parte de un compuesto:



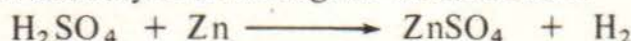
$$AB + C \longrightarrow CB + A$$

El cloro desplaza al yodo formando el cloruro de potasio y I_2:



$$Cl_2 + 2\,KI \longrightarrow 2\,KCl + I_2$$

Los metales sustituyen al hidrógeno en los ácidos:



$$H_2SO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

4. Reacción de doble descomposición o sustitución doble: Se realiza un intercambio de átomos entre las sustancias que reaccionan:



$$AB + CD \longrightarrow CB + AD$$

El ácido nítrico reacciona con el hidróxido de sodio para formar nitrato de sodio y agua:



$$HNO_3 + NaOH \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$$

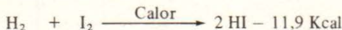
y



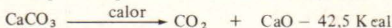
$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

Según el grado de calor las reacciones se clasifican:

a) Reacciones endotérmicas: Cuando al verificarse hay una absorción de calor. Ejemplos:

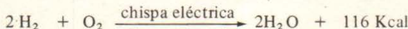


$$H_2 + I_2 \xrightarrow{\text{Calor}} 2\,HI - 11{,}9\ \text{Kcal}$$



$$CaCO_3 \xrightarrow{\text{calor}} CO_2 + CaO - 42{,}5\ \text{Kcal}$$

b) Reacciones exotérmicas: Cuando al entrar en reacción las sustancias hay desprendimiento de calor. Ejemplos:



$$2\,H_2 + O_2 \xrightarrow{\text{chispa eléctrica}} 2H_2O + 116\ \text{Kcal}$$



$$3\,Cl_2 + 2\,Al \longrightarrow 2\,AlCl_3 + 166{,}8\ \text{Kcal}$$

Ecuación química

Es la representación por medio de símbolos y de fórmulas de cada una de las sustancias que intervienen en una reacción.

En la ecuación química, se escriben a la izquierda los reactantes y a la derecha los productos, separados por una flecha (→) que indica la dirección hacia donde se efectúa la reacción.

Ley de la conversión de la materia

La masa de las sustancias reaccionantes es igual a la masa de los productos.

En toda ecuación química se debe cumplir la ley anterior; por lo tanto, es necesario equilibrar o balancear la ecuación. Para esto se escriben coeficientes adecuados antes de las fórmulas o símbolos.

Hay varios métodos para equilibrar ecuaciones:

1. Método del tanteo o simple inspección

Es utilizado para ecuaciones sencillas y consiste en colocar coeficientes a la izquierda de cada sustancia, hasta tener igual número de átomos tanto en reactantes como en productos. Ejemplo:



$$N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$$

En esta ecuación hay dos átomos de nitrógeno en los reactantes, por lo tanto se debe colocar el coeficiente 2 al NH_3, para que en los productos quede el mismo número de átomos de dicho elemento, así:



$$N_2 + H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$$

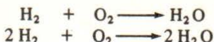
Al colocar este coeficiente tenemos en el producto seis átomos de hidrógeno; para balancearlos hay que colocar un coeficiente 3 al H_2 reactante:



$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$$

De esta manera la ecuación queda equilibrada.

Ejemplo:



$$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$$
$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

2. Método de óxido-reducción

Estado de oxidación: Se denomina también número de oxidación y es **la carga eléctrica que un átomo aparenta tener cuando está formando parte de un compuesto.**

Los números de oxidación se asignan así:

a) Todo átomo en estado libre tiene como número de oxidación 0.

b) La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos en la fórmula de un compuesto es cero.

c) En los compuestos el número de oxidación de oxígeno es − 2, excepto en los peróxidos donde es − 1 y en el F_2O donde es + 2.

d) En los compuestos, el número de oxidación del hidrógeno es + 1, excepto en los hidruros donde es − 1.

e) En los iones, el número de oxidación es igual a la carga del ion.

Oxidación: Aumento en el número de oxidación con pérdida de electrones.

Reducción: Disminución en el número de oxidación con ganancia de electrones.

Agente oxidante: Sustancia que produce la oxidación.

Agente reductor: Sustancia que produce la reducción.
Ejemplo:



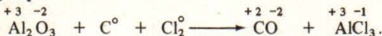
$$Na^{0} + Cl_2^{0} \longrightarrow \overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$$

Sustancia oxidada: Na
Agente oxidante: Cl_2

Sustancia reducida: Cl_2
Agente reductor: Na

Balanceo de ecuaciones por óxido-reducción

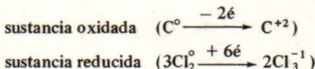
Ejemplo 1



$$\overset{+3}{Al_2}\overset{-2}{O_3} + C^{\circ} + Cl_2^{\circ} \longrightarrow \overset{+2}{C}\overset{-2}{O} + \overset{+3}{Al}\overset{-1}{Cl_3}.$$

1. Se determinan los números de oxidación de cada uno de los elementos.

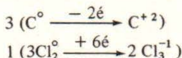
2. Se busca elementos que sufrieron cambio en el número de oxidación, determinando la sustancia oxidada y reducida y se procede a escribir ecuaciones iónicas:



sustancia oxidada $(C^{\circ} \xrightarrow{-2é} C^{+2})$

sustancia reducida $(3Cl_2^{\circ} \xrightarrow{+6é} 2Cl_3^{-1})$

3. Se multiplica en las ecuaciones el número de electrones por factores adecuados, para que el total de electrones cedidos sea igual al total de electrones recibidos:



$$3\,(C^{\circ} \xrightarrow{-2é} C^{+2})$$
$$1\,(3Cl_2^{\circ} \xrightarrow{+6é} 2\,Cl_3^{-1})$$

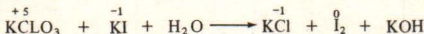
4. Se asignan como coeficientes de las sustancias afectadas en la ecuación, los factores que se utilizaron para igualar el número de electrones:



$$Al_2O_3 + 3\,C + 3\,Cl_2 \longrightarrow 3\,CO + 2\,AlCl_3$$

La ecuación queda equilibrada; cuando esto no ocurre se termina el proceso por el método del tanteo.

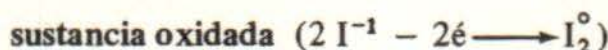
Ejemplo 2



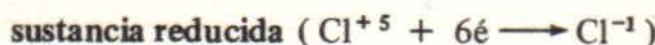
$$K\overset{+5}{Cl}O_3 + K\overset{-1}{I} + H_2O \longrightarrow K\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{I_2} + KOH$$

1. La ecuación anterior expresa que el cloro pasa de Cl^{+5} a Cl^{-1} y el Iodo de I^{-1} a I°.

2. Las ecuaciones electrónicas son:

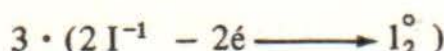


sustancia oxidada $(2\,I^{-1} - 2é \longrightarrow \overset{\circ}{I_2})$

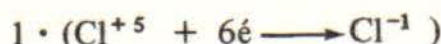


sustancia reducida $(Cl^{+5} + 6é \longrightarrow Cl^{-1})$

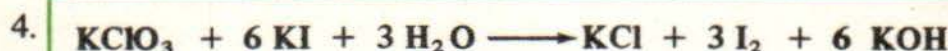
3. El número de electrones recibidos debe ser igual al número de electrones cedidos. Es necesario multiplicar la ecuación de oxidación por 3 y la reacción por 1:



$3 \cdot (2\,I^{-1} - 2é \longrightarrow \overset{\circ}{I_2})$

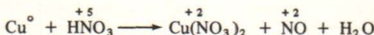


$1 \cdot (Cl^{+5} + 6é \longrightarrow Cl^{-1})$



4. $\mathbf{KClO_3 + 6\,KI + 3\,H_2O \longrightarrow KCl + 3\,I_2 + 6\,KOH}$

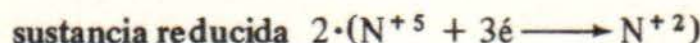
Ejemplo 3



$$Cu^{\circ} + \overset{+5}{HNO_3} \longrightarrow \overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + \overset{+2}{NO} + H_2O$$



sustancia oxidada $3 \cdot (Cu^{\circ} - 2é \longrightarrow Cu^{+2})$

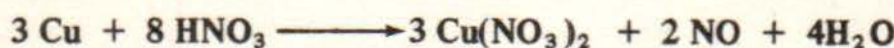


sustancia reducida $2 \cdot (N^{+5} + 3é \longrightarrow N^{+2})$



$$3\,Cu + 2\,HNO_3 \longrightarrow 3\,Cu(NO_3)_2 + 2\,NO + H_2O$$

Se termina de equilibrar por tanteo:



$$\mathbf{3\,Cu + 8\,HNO_3 \longrightarrow 3\,Cu(NO_3)_2 + 2\,NO + 4H_2O}$$

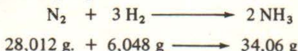
ESTEQUIOMETRIA O CALCULOS QUIMICOS

Parte de la química que trata los cálculos de masas implicados en las ecuaciones químicas.

Leyes ponderales: Son las que rigen el comportamiento químico de la materia, en cuanto a masas de sustancias que intervienen en una reacción. Estas leyes son:

1. Ley de la conservación de la materia (Lavoisier)

"En una reacción química la cantidad de materia que interviene permanece constante". El peso de los productos debe ser igual al peso de los reaccionantes. Lo anterior se puede corroborar con el siguiente ejemplo:



$$N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$$

$$28{,}012\text{ g.} + 6{,}048\text{ g} \longrightarrow 34{,}06\text{ g}$$

Este resultado cumple con la ley de la conservación de la materia, ya que se ha tomado la ecuación equilibrada.

2. Ley de las proporciones definidas (Proust) o de la composición constante

"Cuando dos o más elementos se combinan para formar el mismo compuesto, lo hacen en una relación fija y determinada de pesos entre sí".

En el ejemplo de la formación del amoniaco hay una proporción definida entre las cantidades de los elementos que van a formar el compuesto: se unen en la relación fija de 14,006 g de N_2 por cada 3,024 g de H_2 para formar 17,03 g de NH_3 (1 mol). O la molécula de NH_3 siempre está formada en la relación de un átomo de nitrógeno por cada tres átomos de hidrógeno.

En una experiencia si queremos combinar 14,006 g de N_2 y 4,024 g de H_2, solamente se obtienen 17,03 g NH_3 y queda un gramo de H_2 sin reaccionar. En este caso el nitrógeno recibe el nombre de **reactante límite**, por ser la sustancia que se gasta en forma total durante la reacción.

3. Ley de las proporciones múltiples (Dalton)

"Las cantidades de un mismo elemento que se unen con una cantidad fija de otro elemento para formar en cada caso un compuesto distinto, están en la relación de números enteros y sencillos".

Ejemplo: El cloro puede formar los siguientes compuestos con el oxígeno: Cl_2O, Cl_2O_3, Cl_2O_5 y Cl_2O_7.
El siguiente cuadro explica la ley:

Oxidos de cloro

Compuesto	Peso del Cl_2	Peso del oxígeno	Peso de O_2 que se une a 35,45 g de cloro	Relación entre los pesos de oxígeno
Cl_2O	70,90	16	8	1
Cl_2O_3	70,90	48	24	3
Cl_2O_5	70,90	80	40	5
Cl_2O_7	70,90	112	56	7

4. Ley de las proporciones recíprocas o de Richter

"Los pesos de dos cuerpos que reaccionan con un mismo peso de un tercer cuerpo, indican por sí o multiplicados por un factor sencillo, los pesos de aquellos cuerpos que reaccionarán entre **sí, en el caso de ser susceptibles de reaccionar".**

Ejemplo: 49 gramos de ácido sulfúrico se combinan con 58,5 gramos del cloruro de sodio. De manera semejante, 49 gramos de ácido sulfúrico se combinan también con 170 gramos de nitrato de plata; luego 58,5 gramos de cloruro de sodio reaccionarán totalmente con 170 gramos de nitrato de plata. Los números **58,5,170** y **49** se denominan **números proporcionales o equivalentes,** porque se reemplazan completamente en las reacciones.

Equivalente químico: Es la cantidad de cualquier elemento o compuesto que puede combinarse con un átomo gramo (o mol-átomo) de hidrógeno.

El equivalente químico de los elementos se determina dividiendo el peso atómico sobre su valencia:

Sodio = 22,989/1 = 22,989; **1 e.g. de Na = 22,989 g.**
Calcio = 40,08 g/2 = 20,04 g; **1 e.g. de Ca = 20,04 g.**

Para los ácidos: Se obtiene dividiendo peso molecular sobre número de hidrógenos. Ejemplo:

1 e – q de H_2SO_4 = 98,080 g/2 = **49,04 g.**

Una mol de $H_3^{+1}PO_4$ tiene una masa de 98 g, la carga total positiva es +3.

1 e – q de H_3PO_4 = 98 g/3 = **32,7 g.**

Para las bases: Peso molecular sobre el total de cargas negativas.

Ejemplo:

El hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2^{-1}$, tiene una masa de 40 g, el total de cargas negativas es – 2.

1 e – q de $Ca(OH)_2$ = 74,01 g/2 = **37 g.**

El hidróxido de sodio tiene una masa de 40 g, el total de cargas negativas es – 1.

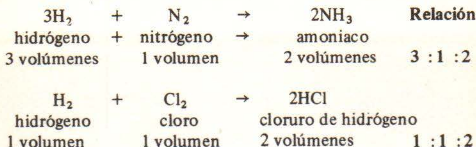
1 e – q de NaOH = 40 g/1 = **40 g.**

Para las sales: Peso molecular sobre el total de cargas del catión: El fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$, tiene una masa de 310 g, la carga total positiva es + 6.

1 e – q de $Ca_3(PO_4)_2$ = 310 g/6 = **51,7 g.**

5. Ley de Gay-Lussac o de los volúmenes de combinación

"Los volúmenes de los gases que reaccionan entre sí o que se producen en una reacción, están en relación de números enteros pequeños".



$3H_2$	+	N_2	→	$2NH_3$	**Relación**
hidrógeno	+	nitrógeno	→	amoniaco	
3 volúmenes		1 volumen		2 volúmenes	**3 : 1 : 2**
H_2	+	Cl_2	→	2HCl	
hidrógeno		cloro		cloruro de hidrógeno	
1 volumen		1 volumen		2 volúmenes	**1 : 1 : 2**

Principio de Avogadro

"A las mismas condiciones de temperatura y presión, iguales volúmenes de todos los gases contienen el mismo número de moléculas". De esta forma, la relación que hay entre los volumenes debe ser la misma que hay entre las moléculas.

Volumen molar : A condiciones normales, **1 mol de cualquier gas** ocupa un **volumen** de **22,4 litros.**

De acuerdo con el principio de Avogadro, se deduce que el volumen de un gas varía directamente proporcional al número de moles **(n)** : $\mathbf{V \propto n}$.

Condiciones normales: temperatura = 273° K presión = 1 Atm.

Cálculos químicos peso a peso

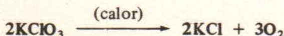
La relación entre el peso de un reactante y el peso correspondiente de un producto es uno de los problemas de mayor frecuencia en química.

Hay varios métodos para resolver este tipo de problemas. Ejemplo:

En la obtención de oxígeno se descompone el clorato de potasio por calentamiento. En una experiencia se parte de 30 g de clorato de potasio. ¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen?

Solución

Se procede a escribir la ecuación química equilibrada:



$$\mathbf{2KClO_3 \xrightarrow{\text{(calor)}} 2KCl + 3O_2}$$

Se hallan los pesos de una mol de las sustancias conocidas del problema:

Peso de una mol de $KClO_3$: 39,1 g + 35,45 g + 48 g = 122,55 g
Peso de una mol de O_2 : 16 × 2 = 32 g.

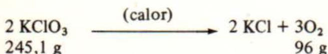
Se procede a resolver el problema, usando uno de los siguientes métodos:

1. **Método de las proporciones:** De acuerdo con la ecuación:

245,1 g de $KClO_3$ producen 96 g de O_2
30 g de $KClO_3$ X g de O_2

$$X = \frac{30 \text{ g de } KClO_3 \times 96 \text{ g de } O_2}{245,1 \text{ g de } KClO_3} = \mathbf{11,75 \text{ g de } O_2}.$$

2. **Método del factor de conversión:** Resumiendo la información cuantitativa que da la ecuación:



$$\underset{245,1 \text{ g}}{2\,KClO_3} \xrightarrow{\text{(calor)}} 2\,KCl + \underset{96 \text{ g}}{3O_2}$$

Se puede obtener un factor de conversión para transformar gramos de $KClO_3$ (sustancia conocida) a gramos de oxígeno (sustancia problema).

El factor es:

$$\frac{96 \text{ g de } O_2}{245,1 \text{ g de } KClO_3}$$

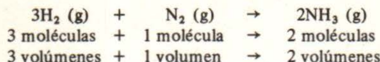
Se multiplica la cantidad de sustancia dada, $KClO_3$, por el factor de conversión para hallar la cantidad buscada:

$$30 \text{ g de } KClO_3 \left(\frac{96 \text{ g de } O_2}{245,1 \text{ g de } KClO_3}\right) = \mathbf{11,75 \text{ g de } O_2}.$$

Cálculos volumen-volumen

Ejemplo 1: ¿Qué volumen de hidrógeno se combina con 1,3 litros de nitrógeno, para formar el amoniaco?

La ecuación equilibrada para esta reacción es:



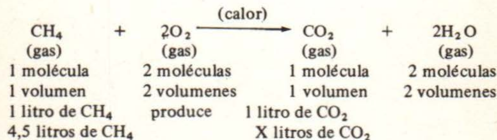
$3H_2$ (g)	+	N_2 (g)	→	$2NH_3$ (g)
3 moléculas	+	1 molécula	→	2 moléculas
3 volúmenes	+	1 volumen	→	2 volúmenes

3 litros de H_2 se unen con 1 litro de N_2

1,3 litros de H_2 X litros de N_2

$$X = \frac{1 \text{ litro } N_2 \times 1{,}3 \text{ litros de } H_2}{3 \text{ litros de } H_2} = \mathbf{0{,}43 \text{ litros de } N_2}.$$

Ejemplo 2: ¿Qué volumen de CO_2 se obtiene por combustión fuerte de 4,5 litros de metano?



CH_4	+	$2O_2$	$\xrightarrow{\text{(calor)}}$	CO_2	+	$2H_2O$
(gas)		(gas)		(gas)		(gas)
1 molécula		2 moléculas		1 molécula		2 moléculas
1 volumen		2 volumenes		1 volumen		2 volumenes

1 litro de CH_4 produce 1 litro de CO_2

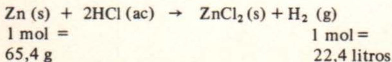
4,5 litros de CH_4 X litros de CO_2

$$X = \frac{1 \text{ litro de } CO_2 \times 4{,}5 \text{ litros de } CH_4}{1 \text{ litro de } CH_4} = \mathbf{4{,}5 \text{ litros de } CO_2}.$$

Cálculos químicos peso-volumen

Ejemplo: ¿Qué volumen de hidrógeno, se forma por la reacción de 10 g de zinc con ácido clorhídrico?

La ecuación balanceada para esta reacción es:



Zn (s) + $2HCl$ (ac) → $ZnCl_2$ (s) + H_2 (g)

1 mol = 1 mol =

65,4 g 22,4 litros

La ecuación equilibrada nos indica que 1 mol de zinc (65,4 g) produce 1 mol de H_2, según la hipótesis de Avogadro su volumen es de 22,4 litros a condiciones normales, por lo tanto:

65,4 g de zinc producen 22,4 litros de H_2
10 g de zinc producirán X litros de H_2

$$X = \frac{22{,}4 \text{ litros de } H_2 \times 10 \text{ g de zinc}}{65{,}4 \text{ g de zinc}}$$

X = 3,42 litros de H_2.

Rendimiento

En los problemas anteriores se ha tenido en cuenta la reacción como si se realizara en forma total, es decir, que los reactantes se transforman completamente en los productos, o sea que se ha considerado una eficiencia del 100%. Pero en la realidad los procesos químicos no se logran efectuar en su totalidad, lo que significa que el producido real sea siempre inferior al producido teórico. Hay muchos factores que determinan un rendimiento inferior al teórico, uno de ellos es la pureza de los reactivos.

Ejemplo 1 : Al someter a calentamiento 75 g de carbonato de calcio, ¿cuántos gramos de óxido de calcio se obtienen, si la eficiencia o rendimiento de la reacción es del 80%?

Solución

La ecuación balanceada para este proceso es:



$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$$

Determinamos la cantidad de CaO que se obtiene si el rendimiento fuera del 100% :

Peso de una mol de $CaCO_3$ = 100.0 g

Peso de una mol de CaO = 56,08 g

100,09 g $CaCO_3$ producen 56,08 g de CaO
75 g $CaCO_3$ X

X = 42,02 g de Ca

Como el rendimiento es solamente del 80%:

$$X = 42{,}02 \text{ g CaO} \times \frac{80\%}{100\%} = \mathbf{33{,}61 \text{ g CaO}}$$

Se obtienen 33,61 g de CaO con una eficiencia del 80%.

Ejemplo 2: Cuando se hacen reaccionar 56 g de nitrógeno con hidrógeno se obtienen 58 g de amoniaco. Hallar la eficiencia de la reacción.

Solución

La ecuación balanceada para esta reacción es:



$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

En este caso 58 gramos de NH_3 fue el producido real.

Debemos calcular el producido teórico para hallar la eficiencia:

Peso de una mol de nitrógeno: 28,012 g

Peso de 2 moles de amoniaco: 17,03 g $\times$ 2 = 34,06 g.

Peso (teórico) de amoniaco que se esperaba obtener:

28,012 g de N_2 producen 34,06 g de NH_3

56 g de N_2 producirán X g de NH_3

X = 68,09 g de NH_3.

El rendimiento de la reacción está dado por la ecuación:

$$\textbf{Eficiencia} = \frac{\textbf{Producido real}}{\textbf{Producido teórico}} \times 100\%$$

En este ejemplo el rendimiento o eficiencia es:

$$\text{Eficiencia} = \frac{58 \text{ g de } NH_3}{68{,}09 \text{ g de } NH_3} \times 100\% = 85{,}18\%.$$

El rendimiento o eficiencia de la reacción es del 85,18%.

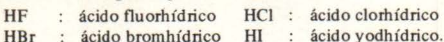
EL HIDROGENO

Estado natural: Es el elemento más abundante en el Universo. En la Tierra su abundancia es menor. Libre se encuentra en pequeñas cantidades en la atmósfera, en los gases de los volcanes y en los yacimientos de petróleo. Combinado se encuentra en muchos compuestos como: agua, ácidos, etc.

Propiedades químicas

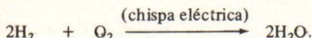
Es capaz de combinarse con casi todos los elementos:

1. Con los halógenos, produce hidrácidos:



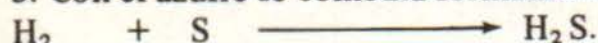
HF	: ácido fluorhídrico	HCl	: ácido clorhídrico
HBr	: ácido bromhídrico	HI	: ácido yodhídrico.

2. **Con el oxígeno**, reacciona para formar **vapor de agua**, en frío y con presencia de una **chispa eléctrica**:



$$2H_2 + O_2 \xrightarrow{\text{(chispa eléctrica)}} 2H_2O.$$

3. Con el azufre se combina formando el ácido sulfhídrico:



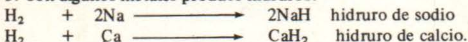
$$H_2 + S \longrightarrow H_2S.$$

4. Reacciona con el nitrógeno produciendo amoniaco:



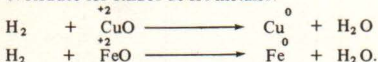
$$3H_2 + N_2 \longrightarrow 2NH_3$$

5. Con algunos metales produce hidruros:



$$H_2 + 2Na \longrightarrow 2NaH \quad \text{hidruro de sodio}$$
$$H_2 + Ca \longrightarrow CaH_2 \quad \text{hidruro de calcio.}$$

6. Reduce los óxidos de los metales:



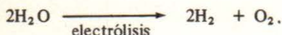
$$H_2 + \overset{+2}{Cu}O \longrightarrow \overset{0}{Cu} + H_2O$$
$$H_2 + \overset{+2}{Fe}O \longrightarrow \overset{0}{Fe} + H_2O.$$

Propiedades físicas

Gas incoloro, insípido e inodoro. Es el elemento más liviano; poco soluble en el agua. Su molécula está constituida por dos átomos unidos por enlace covalente (H_2), presenta tres isótopos: protio, deuterio y tritio. Arde con llama azul.

Obtención

1. Por electrólisis del agua acidulada con gotas de ácido sulfúrico:



$$2H_2O \xrightarrow[\text{electrólisis}]{} 2H_2 + O_2.$$

2. Por reacción de algunos metales con ácido:



$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$



$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2.$$

3. Por acción de algunos metales sobre el agua:



$$2H_2O + 2Na \longrightarrow 2NaOH + H_2$$



$$2H_2O + 2K \longrightarrow 2KOH + H_2.$$

4. En la industria, pasando vapor de agua sobre carbón al rojo:



$$H_2O + C \longrightarrow CO + H_2.$$

Aplicaciones: Se utiliza en la producción del amoniaco (NH_3), alcohol metílico y ácido clorhídrico.

También es usado en la hidrogenación de aceites para convertirlos en grasas.

La mayor parte del hidrógeno es usado como combustible mezclado con otros gases. Su combustión con oxígeno es usada en el soplete oxhídrico que desarrolla temperaturas superiores a 2.900°C.

La descomposición de moléculas de hidrógeno se aprovechan, recombinando posteriormente los átomos, con gran desprendimiento de calor en el llamado soplete de hidrógeno atómico.

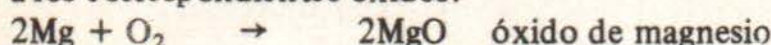
EL OXIGENO

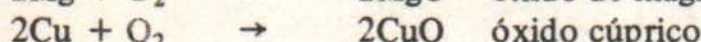
Es el elemento más abundante de la corteza terrestre.

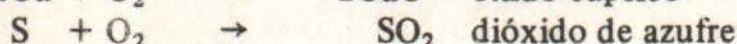
Propiedades químicas

En la mayoría de los compuestos, presenta el oxígeno estado de oxidación – 2.

1. **Se une tanto a los metales como a los no metales** dando lugar a los correspondientes óxidos:


$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$ óxido de magnesio


$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$ óxido cúprico


$S + O_2 \rightarrow SO_2$ dióxido de azufre


$C + O_2 \rightarrow CO_2$ dióxido de carbono

2. **Combustión**: Es una oxidación muy rápida acompañada de desprendimiento de luz y de calor.

En la combustión intervienen dos cuerpos: **combustible y comburente.**

Combustible: Es la sustancia que arde.

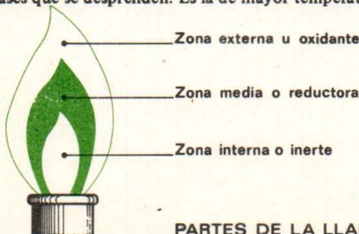
Comburente: La sustancia que mantiene la combustión. En la mayoría de las combustiones el oxígeno actúa como tal.

La llama: Es la combustión de dos sustancias gaseosas acompañada de incandescencia. La llama está constituida por tres zonas:

a) **Zona interna**: Oscura y de baja temperatura, los gases que contiene no han entrado en combustión.

b) **Zona media o reductora**: Presenta una combustión incompleta, contiene carbono libre, aquí combuste solamente el hidrógeno con formación de agua. Es brillante.

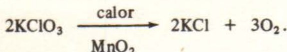
c) **Zona externa u oxidante**: De temperatura elevada y casi invisible, aquí se efectúa la combustión completa del carbono y de **los gases que se desprenden. Es la de mayor temperatura.**



PARTES DE LA LLAMA

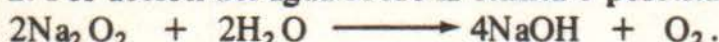
Obtención

1. **Por descomposición térmica del clorato de potasio:**



$$2KClO_3 \xrightarrow[MnO_2]{\text{calor}} 2KCl + 3O_2.$$

2. **Por acción del agua sobre la oxilita o peróxido de sodio:**



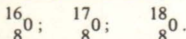
$$2Na_2O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4NaOH + O_2.$$

3. **Por electrólisis del agua acidulada** (ver hidrógeno).

4. **Industrialmente se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido.**

Propiedades físicas

Es un gas incoloro, inodoro e insípido. Más pesado que el aire, poco soluble en el agua. Posee alotropía, es decir, puede existir en dos formas diferentes, como moléculas diatómicas, O_2, y moléculas triatómicas, O_3, formando el ozono.
Se conocen tres isótopos naturales:



$${}^{16}_{8}O; \quad {}^{17}_{8}O; \quad {}^{18}_{8}O.$$

Ciclo biológico del oxígeno

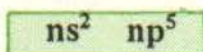
Los animales y el hombre durante la respiración toman oxígeno del aire, lo llevan a los pulmones y de allí regresa a la atmósfera en forma de gas carbónico (CO_2); las plantas durante el día absorben el CO_2 y en presencia de agua, luz solar y la clorofila lo transforman en sustancias orgánicas y oxígeno el cual es liberado a la atmósfera e inhalado nuevamente por los animales y el hombre para comenzar nuevamente el ciclo. De esta forma la cantidad de oxígeno en la naturaleza permanece constante.



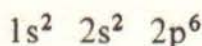
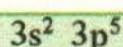
CICLO DEL OXIGENO

GRUPO 7 A – FAMILIA DE LOS HALOGENOS

Elementos que lo forman: **Flúor, Cloro, Bromo, Iodo, Astato.**
Configuración electrónica en el nivel más externo:



$ns^2\ np^5$

Ejemplo: $_{17}Cl$  $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$  $3s^2\ 3p^5$

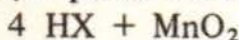
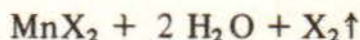
Los elementos de este grupo todos son no-metales y a condiciones ordinarias forman moléculas diatómicas: F_2, Cl_2, Br_2, I_2.

Características de los halógenos

Elemento	Peso atómico	Número atómico	Estado de oxidación	Estado físico color
Flúor	18,99	9	−1	Gas amarillo
Cloro	35,45	17	−1, +1, +3, +5, +7	Gas amarillo verdoso
Bromo	79,90	35	−1, +1, +3, +5, +7	Líquido rojo
Yodo	126,90	53	−1, +1, +3, +5, +7	Sólido negro brillante

Obtención

1. Oxidando el hidrácido correspondiente con MnO_2
(X: puede ser Cl, Br, I)

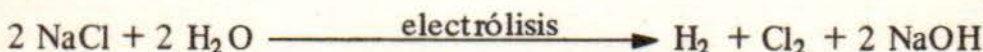
$4\ HX + MnO_2 \qquad MnX_2 + 2\ H_2O + X_2\uparrow$

2. Método de Berthelot. Usado para obtener Cl, Br, o I: A partir de un haluro de sodio con ácido sulfúrico y el oxidante MnO_2:



$$2\ NaX + 3\ H_2SO_4 + MnO_2 \longrightarrow MnSO_4 + 2\ NaHSO_4 + X_2\uparrow + 2\ H_2O$$

3. Por electrólisis de soluciones acuosas de NaCl: Fuente industrial para el cloro.



$$2\ NaCl + 2\ H_2O \xrightarrow{\text{electrólisis}} H_2 + Cl_2 + 2\ NaOH$$

Propiedades químicas

La tendencia común es recibir el electrón que les hace falta para adquirir estructura estable; por lo tanto son electronegativos. El flúor es el elemento más electronegativo.

EL CLORO

Estado natural: No se encuentra libre en la naturaleza debido a su gran actividad, pero en forma combinada como cloruro se encuentra en grandes cantidades.

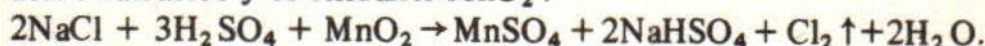
Obtención

1. En el laboratorio se obtiene oxidando el ácido clorhídrico con el dióxido de manganeso:



$$4HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2.$$

2. **Por el método de Berthelot:** A partir del cloruro de sodio con ácido sulfúrico y el oxidante MnO_2:



$$2NaCl + 3H_2SO_4 + MnO_2 \rightarrow MnSO_4 + 2NaHSO_4 + Cl_2\uparrow + 2H_2O.$$

Propiedades químicas

Es un no metal bastante activo, con tendencia a recibir un electrón que le falta para adquirir su estructura estable.

1. **Con los metales se combina enérgicamente formando cloruros:**

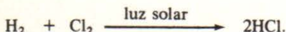


$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl \quad \text{cloruro de sodio}$$



$$Ca + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2 \quad \text{cloruro de calcio.}$$

2. Tiene **gran reactividad química con el hidrógeno para formar el ácido clorhídrico:**



$$H_2 + Cl_2 \xrightarrow{\text{luz solar}} 2HCl.$$

3. **Es un buen agente oxidante:**



$$3Cl_2 + 2Sb \longrightarrow 2SbCl_3.$$

Aplicaciones: Se emplea para blanquear pulpa de madera y fibras textiles. Agregado en pequeñas cantidades al agua para consumo humano, actúa como germicida. Se emplea en la preparación de germicidas y blanqueadores.

Acido clorhídrico

Se halla en forma gaseosa en las emanaciones de los volcanes o diluido en ríos de origen volcánico. Comercialmente se conoce como ácido muriático, siendo una solución acuosa amarilla.

Obtención: Industrialmente y en el laboratorio se obtiene por calentamiento de cloruro de sodio con ácido sulfúrico:



$$2Nacl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl.$$

Propiedades: Es un gas incoloro, picante, soluble en el agua. No es combustible ni comburente; con las bases forma cloruros. Se utiliza para limpiar metales, para preparar cloruros y el agua regia.

EVALUACION

1. El número de átomos de carbono que hay en 12 g de él, se denomina:

a) Peso atómico
b) Mol-átomo
c) Peso molecular
d) Número de Avogadro.

2. Una sustancia constituida por una sola clase de átomos se denomina:

a) Elemento
b) Compuesto
c) Atomos
d) Electrón.

3. Una reacción en la cual hay desprendimiento de calor, se llama reacción:

a) Exotérmica
b) Química
c) Térmica
d) Endotérmica.

4. Atomos y grupos de átomos que presentan cargas eléctricas libres se denominan:

a) Iones
b) Sólidos iónicos
c) Electrones
d) Cationes.

5. El número de protones en el núcleo de un átomo, se denomina:

a) Número de Avogadro
b) Número atómico
c) Número de oxidación
d) Número cuántico.

6. Cuando dos o más átomos se unen para formar un compuesto y presentan traspaso de electrones de un átomo a otro, se denomina enlace:

a) Covalente
b) Simple
c) Iónico
d) Covalente coordinado.

7. La combustión completa se produce en la zona:

a) Externa
b) Interna
c) Media
d) Todas las anteriores.

8. El peso o masa atómica de los elementos está determinada por:

a) La suma de protones y electrones

b) Número de protones
c) La suma de electrones y neutrones
d) La suma de protones y neutrones.

9. La ecuación: AB + C → CB + A representa la reacción llamada de:
a) Síntesis
b) Desplazamiento
c) Descomposición
d) Doble desplazamiento.

10. En 25 g de sodio se encuentran:
a) 2,17 mol-átomo
b) 1,08 mol-átomo
c) 21,7 mol-átomo
d) 9,6 mol-átomo.

11. Los isótopos son átomos del mismo elemento que tienen:
a) Diferente número de protones
b) Diferente número de neutrones
c) Diferente masa
d) b y c únicamente.

12. Si en la reacción: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_2$ se obtienen 6,8 g de amoniaco, es porque de nitrógeno han reaccionado:
a) 44 gramos
b) 4,4 gramos
c) 5,6 gramos
d) 2,8 gramos.

13. Una reacción química en la cual se pierden electrones recibe el nombre de:
a) Reducción
b) Oxido-reducción
c) Combinación
d) Oxidación.

14. Volúmenes iguales de gases, medidos a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas. Esta hipótesis fue enunciada por:
a) Boyle
b) Charles
c) Lavoisier
d) Avogadro.

15. El cambio de un trozo de materia de su estado gaseoso a líquido se denomina:
a) Licuefacción
b) Fusión
c) Evaporación
d) Sublimación.

CONTENIDO

CONTENIDO

EDICION REALIZADA POR

COORDINADOR: Lic. Germánico Naranjo V. Egresado de la Universidad Central de Quito, Ecuador.

EQUIPO EDITORIAL

DIRECTOR: Lic. Jairo Camacho Cuéllar
EDITOR: Lic. Benhur Sánchez Suárez
EDITOR EXTERNO: Lic. Fabiola M. Escobar M.
REDACTOR: Lic. Julio César Poveda V.
DIRECTOR DE ARTE: Lic. Hugo Díaz Mapi
ILUSTRACIONES: Sr. Jesús María Herrera
DIRECTOR DE PRODUCCION: Ing. Fabio Caicedo Gómez

TITULOS PUBLICADOS:

MATEMATICAS 4° Curso
MATEMATICAS 5° Curso
MATEMATICAS 6° Curso
FISICA 4° Curso
FISICA 5° Curso
FISICA 6° Curso
QUIMICA 4° Curso
QUIMICA 5º Curso
QUIMICA 6º Curso

ISBN 84-8279-067-6